

COLEGIO DE BACHILLERES

COORDINACIÓN DE ADMINISTRACIÓN ESCOLAR Y DEL SISTEMA ABIERTO

CUADERNO DE ACTIVIDADES DE CONSOLIDACIÓN Y RETROALIMENTACIÓN DE LA ASIGNATURA

QUÍMICA III

(Versión preliminar)

QUÍMICA III

Coordinador General del Proyecto

- Álvaro Álvarez Barragán

Dirección Técnica

- Uriel Espinosa Robles

Coordinación:

- Luis Antonio López Villanueva

Elaboración:

- Alfredo Enciso
- Javier Zaldivar González

Revisión de Contenido:

- Rosa Martha Chávez Maldonado
- Alejandro Bello Morales
- Genaro Cisneros Vargas
- Imelda Cruz Silva
- Emiliano Cuevas López
- María del Carmen García Sánchez
- Fernando Juárez Soto
- Sergio Magdaleno Ríos Carbajal
- José Gabriel Roca Niño

Asesoría Pedagógica:

- Obdulia Martínez Villanueva

Diseño Editorial

- Alfredo Barrera Hernández
- Julia Mary Soriano Saenz

Asistencia Técnica

- Esteban Hernández Salazar

© Copyright en trámite para el Colegio de Bachilleres, México.
Colegio de Bachilleres, México
Rancho Vista Hermosa No. 105
Ex-Hacienda Coapa,
04920, México, D.F.

La presente obra fue editada en el procesador de palabras Word 97.

Word 97, es marca registrada por Microsoft Corp.

Ninguna parte de esta publicación, incluido el diseño de la cubierta, puede reproducirse, almacenarse o transmitirse en forma alguna, ni tampoco por medio alguno, sea este eléctrico, electrónico, químico, mecánico, óptico, de grabación o de fotocopia, sin la previa autorización escrita por parte del Colegio de Bachilleres, México.

ÍNDICE

PRESENTACIÓN

El presente trabajo se elaboro con el propósito de facilitar a los alumnos del Sistema de Enseñanza Abierta una herramienta más de estudio, con la cual se pueda preparar y autoevaluar el avancé de los conocimientos de los contenidos de Química **III**.

Esté Cuaderno de Actividades de Consolidación y Retroalimentación contiene un panorama más específico sobre aquellos temas en los que se ha detectado que la mayoría de los alumnos presentan deficiencias a la hora de presentar su evaluación sumativa, es por esto, que el cuaderno esta orientado hacia la resolución de cuestiones y ejercicios con el fin de reforzar la teoría presente en el compendio fascicular. consta de una breve explicación sobre los temas, enfatizando algunos aspectos importantes de cada contenido.

Los elementos didácticos que estructuran al cuaderno son los siguientes:

- **Objetivos de evaluación sumativa** que te informan acerca de lo que se pretende lograr con el estudio del compendio fascícular.
- **Temas fundamentales** donde se mencionan los contenidos que a nivel general se abordan en el Cuaderno.
- **Retroalimentación y verificación de aprendizajes** en el cual encontrarás instrucciones generales y del compendio fascícular, la síntesis de cada tema, ejemplos y evaluación a contestar.
- **Hoja de cotejo** en el cual identificarás las respuestas correctas de la evaluación que respondiste.
- **Evaluación muestra** donde se te presentan reactivos semejantes a los que te vas a encontrar en tu evaluación final de la asignatura, y que puedes verificar tus respuestas correctas al final del mismo.
- **Glosario** en el cual se te presentan términos básicos para el estudio de la asignatura.
- **Bibliografía** que te apoya en la ampliación del conocimiento del compendio fascicular.

Esperando te sirva de apoyo para tu aprendizaje:

¡ TE DESEAMOS SUERTE !

SUGERENCIAS Y OBSERVACIONES RESPECTO A ESTE MATERIAL, TE SOLICITAMOS ENVIARLAS AL DEPARTAMENTO DE EVALUACIÓN DE LA COORDINACIÓN DE ADMINISTRACIÓN ESCOLAR Y DEL SISTEMA ABIERTO, PROLONGACIÓN RANCHO VISTA HERMOSA No.105, COLONIA EXHACIENDA COAPA, C.P. 04920, MÉXICO, D.F.

INTRODUCCIÓN

El Departamento de Evaluación de la CAESA como parte de su actividad y basado en la concepción de evaluación que se puede sintetizar "...como un proceso integral, sistemático, continuo y flexible, que valora aspectos y elementos... por medio de la aplicación de distintas técnicas, procedimientos e instrumentos que proporcionan información... que permite tomar decisiones...[1]", ha elaborado el siguiente Cuaderno de Actividades de Consolidación y Retroalimentación.

El Cuaderno tiene el propósito de apoyar al estudiante en su proceso de aprendizaje que desarrolla en el Sistema de Enseñanza Abierta, en él se da cuenta de la totalidad de objetivos de evaluación sumativa de la asignatura a la que está dirigida, (cabe señalar que es un documento para uso del estudiante y del asesor).

Asimismo tiene como finalidad apoyar el aprendizaje del estudiante, además de prepararlo para la evaluación sumativa, ya que resolviendo los ejercicios que se presentan, se reafirmarán e identificarán aquellos avances y/o problemáticas que se tienen de uno o más contenidos de la asignatura.

La asignatura de Química III, tiene como intención que el alumno conozca todos los proceso de las diferentes reacciones que se presentan en su entorno, es decir, comienza con el conocimiento de las características de los ácidos y la bases, tan comunes en nuestra vida cotidiana, los procesos de oxidación, se explican a partir de la relación que existe entre los electrones que se ceden y se aceptan en el momento de las reacciones, así mismo, refuerza el conocimiento de las diferentes formas de expresar una reacción química mediante una ecuación, formulas y sentido de dicha reacción, las cuales tienen un gran impacto en el medio ambiente, la industria petroquímica también influye en este impacto ambiental, ya que sus productos y subproductos son de uso cotidiano, y estos recaen en el ambiente, ejemplo de esto es la lluvia ácida, finalmente el objetivo de la asignatura de Química III, es dar explicación a las reacciones de fermentación que se presentan también en la vida cotidiana, dando origen a un sin fin de productos fermentados, poniendo de manifiesto las dos formas de fermentación, láctica y alcohólica.

Todo esto tiene como finalidad , dar explicación a una serie de reacciones Químicas presentes en todo momento en la vida cotidiana y mediante este conocimiento podemos dar explicación lógica a estos procesos.

Con base a lo anterior, este Cuaderno de Actividades de Consolidación y Retroalimentación apoyará:

Al Asesor.

- Para emplear las propuestas del Cuaderno como un apoyo más para el proceso formativo de los estudiantes, conjuntamente con el compendio fascicular y materiales que haya desarrollado como parte de su práctica educativa.

¡ ESPERAMOS LE SEA DE UTILIDAD!

Al Estudiante.

- Para utilizarlo como un apoyo en su estudio independiente, su proceso formativo y su evaluación sumativa.

¡ ÉXITO !

[1] COLEGIO DE BACHILLERES, La Evaluación del Aprendizaje en el SEA. Documento Normativo, CAESA, 1998. Pág.12.

I. OBJETIVOS DE EVALUACIÓN SUMATIVA

COMPENDIO FASCÍCULO 1

UNIDAD I

1.1.1 Reconocer la importancia de la química en la vida cotidiana a través de la identificación de los materiales más cercanos a su entorno; para que desarrolle interés en el estudio de la disciplina.

1.1.2 Identificar el lenguaje de la química; recordando algunos términos aprendidos en la secundaria.

1.1.3 Identificar el método propio de la química mediante el análisis y la síntesis de sustancias; para entender cómo esta disciplina se acerca a su objetivo de estudio.

1.1.4 Valorar el carácter cuantitativo de la química; mediante ejemplos específicos donde la cuantificación sea indispensable, para que se acerque a la medición en la predictibilidad de los fenómenos.

UNIDAD II

1.2.1 Identificar las diversas manifestaciones que presenta la materia mediante ejemplos de sólidos, líquidos, gases, mezclas homogéneas, heterogéneas y sustancias puras; para establecer el concepto de materia y su relación con la vida cotidiana.

1.2.2 Describir las diversas manifestaciones de la energía y su transformación, identificándolas en ejemplos cotidianos, para que reconozca su participación en los fenómenos.

1.2.3 Identificar los cambios de la materia, la evolución energética que los acompaña y reconocer la dirección en la que ocurre, mediante la descripción de cambios físicos, químicos y nucleares, para caracterizar el objeto de estudio de la química.

UNIDAD III

1.3.1 Conocer y aplicar el Sistema Internacional, mediante problemas que involucren algunas unidades básicas (longitud, masa, tiempo y temperatura), así como sus múltiplos y submúltiplos; para cuantificar las propiedades de la materia.

1.3.2 Identificar el mol como una unidad básica del Sistema Internacional y la medición de sustancias a través de su masa; para cuantificar los cambios.

1.3.3 Cuantificar y clasificar en intensivas y extensivas algunas propiedades de la materia, mediante la aplicación de las unidades del Sistema Internacional en diferentes materiales, para caracterizar a las sustancias.

COMPENDIO FASCÍCULO 2

UNIDAD I

2.1.1 Caracterizar el estado gaseoso, mediante el conocimiento de la relación entre presión, volumen, temperatura y cantidad de sustancia, para entender el comportamiento de la materia en este estado.

2.1.2 Caracterizar el estado líquido de la materia, mediante el conocimiento de propiedades como presión de vapor, punto de ebullición, punto de congelación, tensión superficial y densidad, en distintas sustancias, especialmente el agua para entender el comportamiento de la materia en este estado.

2.1.3 Describir las propiedades de los sólidos, mediante el estudio de diferentes sustancias amorfas y cristalinas; para identificar la variedad en este estado de agregación y lo diferencíe del gaseoso o del líquido.

2.1.4 Interpretar el diagrama de fases de las sustancias, mediante el estudio del diagrama del agua para que establezca las condiciones en las que se presenta cada estado.

2.1.5 Conocer los postulados del modelo cinético-molecular, mediante la explicación del comportamiento de los gases, para establecer el concepto de molécula y tener una base para caracterizar el comportamiento de la materia en cualquier estado.

2.1.6 Explicar el comportamiento de los líquidos y sólidos, mediante la aplicación de los postulados del modelo cinético-molecular, para establecer sus limitaciones y valorar la necesidad de utilizar modelos en el estudio de la química.

UNIDAD II

2.2.1 Reconocer los hidrocarburos lineales, cíclicos y aromáticos, mediante la determinación de algunas propiedades, para que establezca la relación entre dichas propiedades y su estructura.

2.2.2 Reconocer la existencia de isómeros en los compuestos del carbono, mediante el conocimiento de su estructura, propiedades y nomenclatura, para consolidar la relación entre las propiedades y su estructura.

2.2.3 Reconocer la importancia socioeconómica del petróleo en nuestro país, mediante el conocimiento de los usos y aplicaciones de los componentes y productos derivados del petróleo para valorar su aprovechamiento como recurso natural.

COMPENDIO FASCÍCULO 3

UNIDAD I

3.1.1 Identificar las características de las disoluciones, los coloides y las suspensiones, a través de los criterios de tamaño de partícula y las características de las fases dispersa y dispersora, para fundamentar los principios de su separación.

3.1.2 Determinar y cuantificar la concentración de soluto en una disolución, mediante actividades relativas a la expresión de concentraciones moleculares y porcentuales, para establecer la relación cuantitativa de los componentes de una mezcla y utilizarla en cálculos químicos.

3.1.3 Reconocer que las mezclas están formadas por sustancias puras, mediante la separación de sus componentes, para llegar a establecer los conceptos de compuesto y elemento.

3.1.4 Reconstruir los conceptos de elemento y compuesto y caracterizar a éstos últimos como sustancias puras formadas por elementos, mediante el análisis y la síntesis de compuestos, para identificar al elemento como la unidad fundamental de la materia.

UNIDAD II

3.2.1 Reconocer la clasificación empírica de los elementos, mediante la revisión de las aportaciones de Mendeleiev para utilizar la tabla periódica como un instrumento básico en el estudio de la química.

3.2.2 Reconocer los símbolos que identifican a los elementos representativos y al menos diez de los transicionales, mediante la ubicación de éstos en la tabla periódica y su identificación en la fórmula y nomenclatura de compuestos binarios, para ampliar el conocimiento del lenguaje químico.

3.2.3 Reconocer las diferencias entre metales y no metales, mediante el conocimiento de sus propiedades para valorar su utilidad e importancia en el desarrollo económico y social del país.

II. TEMAS FUNDAMENTALES

COMPENDIO FASCÍCULO 1

- Reacciones Químicas.
- Ley de la conservación de la materia.
- Energía y Ecuaciones Químicas.
- Tipos de Reacciones.
- Cinética de una reacción.
- Bases y Ácidos.
- Equilibrio Químico
- Definición de sales.
- Equilibrio Ecológico.
- Atmósfera.
- Hidrosfera.

COMPENDIO FASCÍCULO 2

- Los procesos de óxido-reducción en tu entorno.
- Concepto de oxidación y reducción.
- Reglas para asignar el número de oxidación.
- Balanceo de ecuaciones por el método de óxido-reducción.
- Cálculos estequeométricos.
- Procesos espontáneos y electroquímica.
- Reacciones Redox.
- Celdas electroquímicas de generación de corriente o pila.
- Electrólisis.

COMPENDIO FASCÍCULO 3

- La refinación del petróleo.
- La industria petroquímica.
- Materia prima de la industria petroquímica.
- Importancia socioeconómica de la industria petroquímica.
- Impacto ambiental de la industria petroquímica.
- Clasificación de las fermentaciones.
- Reacciones generales sobre fermentación.
- Fermentos.
- Fermentación alcohólica.
- Bebidas alcohólicas fermentadas.
- Microorganismos fermentativos.
- Procesos industriales de la fermentación alcohólica
- Fermentación Láctica.
- Lechas fermentadas.
- Microorganismos utilizados en la fermentación específicamente de la leche.
- Mecanismos de fermentación de la Lactosa.

III. RETROALIMENTACIÓN Y VERIFICACIÓN DE APRENDIZAJES

En esta apartado encontrarás una síntesis de tu compendio, recuerda que este material es un apoyo en tu aprendizaje, el cual se deriva del contenido del compendio fascicular en donde se presenta con mayor amplitud y es necesaio que lo hayas estudiado para entender los temas.

3.1 COMPENDIO FASCÍCULO 1. ACÍDOS Y BASES

CAPITULO 1.

El propósito de este fascículo es presentar un panorama general de cómo simbolizar los cambios químicos de la materia mediante la escritura de ecuaciones químicas, utilizando el lenguaje propio de la disciplina, para representar reacciones químicas y explicar las transformaciones de las sustancias. Explicar la relación de la energía de los fenómenos químicos, mediante la simbología adecuada, para entender la dirección en que ocurren los cambios químicos. Describir en qué consiste la velocidad de una reacción química y los factores que la modifican. Clasificar a las sustancias en ácidas o básicas, de acuerdo con sus propiedades y la teoría de Arrhenius. Explicar el comportamiento de ácidos y bases en medios acuosos, mediante la teoría Bronsted-Lowry, para reconocer la función de estas sustancias en algunos procesos. Establecer el concepto de pH, a partir del comportamiento del agua y el cálculo de concentración de iones hidronio, para conocer la función del pH.

Explicar la reacción entre un ácido y una base, a partir de la teoría de Lewis para comprender el comportamiento ácido-base de las sustancias. Explicar las reacciones de neutralización. Identificar algunos de los procesos que favorecen la lluvia ácida y la formación de otros ácidos, partiendo del conocimiento de contaminantes y sustancias formadoras de ácidos. Reconocer algunos factores químicos que favorecen la contaminación del agua, en base al comportamiento de las reacciones ácido-base en los que se involucra, para reconocer distintas fuentes de contaminación del agua.

EJEMPLO

Para abordar el compendio fascículo 1 debes tomar en cuenta las siguientes sugerencias:

Reconocimiento de las reacciones químicas.

Cuando una sustancia experimenta un cambio químico participa en una reacción química. Una vez que la sustancia ha reaccionado, ya no tiene la misma naturaleza química. Hay muchas señales que indican que se han llevado a cabo reacciones químicas tales como: Los cambios químicos casi siempre se acompañan de cambios de color. Si aplicas una solución café rojiza de yodo en una papa recién rebanada, reacciona con el almidón blanco y se produce un compuesto de color azul, la precipitación de un sólido en una solución se puede deber a un cambio químico. En todos los cambios químicos se producen cambios de energía. Durante una reacción química se puede liberar o absorber calor. Los cambios de olor pueden indicar que una sustancia ha experimentado un cambio químico. A veces se libera gas como resultado de un cambio químico, etc.

Para lograr entender por completo una reacción química, debes ser capaz de describir cualquier cambio que haya ocurrido. Parte de la descripción implica que reconozcas cuáles sustancias reaccionan y cuáles se forman. A la sustancia que experimenta una reacción se le llama **reactivo.** Cuando los reactivos sufren un cambio químico se forman nuevas sustancias, a las que se les llama **productos**.

¿Has visto lo que pasa cuando se mezclan polvo de hornear y vinagre?

El vinagre y el polvo de hornear reaccionan con energía formando un producto burbujeante. Esta reacción se puede describir por medio de la siguiente ecuación con palabras:

Vinagre + polvo de hornear $\longrightarrow$ acetato de sodio + agua + dióxido de carbono.

La forma más sencilla de representar una reacción es describir, por medio de palabras, a los reactivos y productos colocando una flecha entre ellos para indicar un cambio. Como puedes ver en la ecuación anterior los reactivos se colocan a la izquierda de la flecha y los productos a la derecha. Para separar a cada uno de los reactivos y productos se utiliza el signo más (+). El vinagre y el polvo de hornear son nombres comunes. El compuesto llamado vinagre es ácido acético y el polvo de hornear es hidrógeno carbonato de sodio. Estos nombres científicos también se pueden utilizar en una ecuación con palabras:

Ácido acético + hidrógeno carbonato de sodio $\longrightarrow$ Acetato de sodio + agua + dióxido de carbono

Las ecuaciones con palabras describen a los reactivos y productos, pero son largas e incómodas y no identifican adecuadamente a las sustancias implicadas. Las ecuaciones con palabras se pueden convertir en ecuaciones químicas sustituyendo los nombres de los compuestos y elementos por las fórmulas químicas, por ejemplo para la reacción de vinagre con polvo de hornear:

$$CH_3COOH + NaHCO_3 \longrightarrow NaC_2H_3O_2 + H_2O + CO_2$$

Para simbolizar los cambios químicos es necesario conocer cómo se simbolizan las sustancias que intervienen en esos cambios. En el anexo A se enlistan algunos de los compuestos más comunes, a fin de recordar la manera de simbolizarlos.

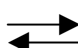
Los cambios químicos se pueden simbolizar mediante una **ecuación química** en la que los compuestos se representan con fórmulas y los elementos con símbolos, y es la forma simbólica, cualitativa y cuantitativa de expresar un fenómeno con apego a la ley de conservación de la masa.

Es por esto que se hace necesario tener en cuenta los símbolos utilizados en las ecuaciones químicas y su significado.

$\longrightarrow$	Separa a los productos de los reactivos, significa da(n) o produce(n).
+	Separa cada sustancia que participa en la reacción.
Δ	Se coloca sobre la flecha e indica que se debe suministrar calor a la reacción.
(g)	Indica que la sustancia esta en estado gaseoso; se escribe como subíndice a la derecha de la fórmula o símbolo.
(l)	Indica que la sustancia está en estado líquido; se escribe como subíndice a la derecha de la fórmula o símbolo.
(s)	Indica que la sustancia está en estado sólido; se escribe como subíndice a la derecha de la fórmula o símbolo.
(ac)	Indica que el compuesto está disuelto en agua; se escribe como subíndice a la derecha de la fórmula o símbolo.
Atm	Se coloca sobre la flecha de la reacción e indica las condiciones de presión que requiere la reacción.

↓ Se escribe al final de la sustancia que se precipita en estado sólido.


Se escribe al final de la sustancia que se desprende en estado gaseoso.


Representa una reacción reversible: reacción en doble sentido.

uv Se escribe sobre la flecha de reacción; significa aplicación de luz ultravioleta.

Aplicando los símbolos anteriores a la reacción entre el vinagre y el polvo de hornear se tiene:

$$CH_3COOH_{(ac)} + NaHCO_{3(S)} \longrightarrow NaC_2H_3O_{2\,(ac)} + H_2O_{(l)} + CO_{2\,(g)}$$

Ahora la ecuación indica que al mezclar una solución acuosa de ácido acético con hidrógeno carbonato de sodio sólido se forma una solución acuosa de acetato de sodio, agua líquida y dióxido de carbono gaseoso

En cuanto a **la ley de la conservación de la materia** debes recordar que en una reacción química los átomos no experimentan ningún cambio, tan sólo se reorganizan. El número y clase de átomos presentes en los reactivos en una reacción química son los mismos que se encuentran en los productos. Cuando este enunciado se estableció así, se transformó en la ley de la conservación de los átomos. Por lo tanto para que una ecuación química represente adecuadamente una reacción química, a la izquierda y a la derecha de la flecha ($\longrightarrow$) tiene que haber el mismo número y clase de átomos.

¿De qué manera puedes contar los átomos de una ecuación?

Tomemos como ejemplo la ecuación que representa la descomposición de ácido carbónico en agua y dióxido de carbono.

$$H_2CO_{3\,(ac)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + CO_{2\,(g)}$$

Como el subíndice después del símbolo de un elemento indica cuántos átomos de ese elemento se encuentran en un compuesto, se puede ver que:

$$H_2CO_{3\,(ac)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + CO_{2\,(g)}$$

2	H	2
1	C	1
3	O	3

Debes recordar que no se acostumbra poner el subíndice 1

Analiza la ecuación donde se forma carbonato de sodio y agua por la reacción entre el hidróxido de sodio y dióxido de carbono

$$NaOH_{(ac)} + CO_{2\,(g)} \longrightarrow Na_2CO_{3\,(s)} + H_2O_{(l)}$$

¿Existe el mismo número de átomos a ambos lados de la ecuación?

No. A cada lado de la flecha hay un átomo de carbono, pero los átomos de sodio, oxígeno e hidrógeno no están balanceados.

Para balancear la ecuación se revisan los átomos de los elementos diferentes de hidrógeno y oxígeno. Si no hay el mismo número de átomos en ambos lados de la ecuación, se colocan números llamados **coeficientes** adecuados para equilibrarla. Después se balancean los átomos de hidrógeno y oxígeno.

Observa la ecuación anterior con el coeficiente 2 en la fórmula del hidróxido de sodio. ¿Está ahora balanceada la ecuación?.

$$2NaOH_{(ac)} + CO_{2\,(g)} \longrightarrow Na_2CO_{3\,(s)} + H_2O_{(l)}$$

2	Na	2
1	C	1
2	H	2
4	O	4

¿Por qué no se deben cambiar los subíndices para balancear una ecuación?. Si se cambia un subíndice, cambia la identidad de esa sustancia y recuerda que en una ecuación química el número y clase de átomos presentes en los reactivos son los mismos que se encuentran en los productos. Por el contrario, cambiar un coeficiente significa simplemente que estás cambiando la cantidad de esa sustancia en relación con la de otras sustancias de la reacción.

Considera los siguientes ejemplos:

a) Escribe con palabras y con una ecuación química la reacción que se produce cuando se añade una solución acuosa de cloruro de magnesio a una solución de nitrato de plata. En la reacción se forma nitrato de magnesio acuoso y cloruro de plata sólido.

Escribe con palabras la ecuación de la reacción, escribe los nombres de los reactivos, dibuja una flecha y escribe luego el nombre de los productos, separa los reactivos y los productos con el signo (+).

Cloruro de magnesio + nitrato de plata ⟶ nitrato de magnesio + cloruro de plata

Para escribir la ecuación química, reemplaza los nombres de los reactivos y productos por sus fórmulas químicas.

$$MgCl_{2\,(ac)} + AgNO_{3\,(ac)} \longrightarrow Mg(NO_3)_{2\,(ac)} + AgCl_{(s)}$$

Para balancear los átomos de cada lado de la flecha, se cuenta el número de átomos de cada tipo. A la izquierda hay un átomo de magnesio y dos átomos de cloro. A la derecha también hay un átomo de magnesio, pero sólo uno de cloro. Cambiando el coeficiente de AgCl por 2 para que quede balanceado el número de átomos de cloro. Como este cambio permite que queden 2 átomos de plata en el lado derecho de la flecha, el coeficiente de $AgNO_3$ también se debe cambiar por 2, con lo cual quedan balanceados los átomos de oxígeno y nitrógeno. Comprueba revisando los átomos a ambos lados de la ecuación para asegurarte que están balanceados.

$$MgCl_{2\,(ac)} + 2AgNO_{3\,(ac)} \longrightarrow Mg(NO_3)_{2\,(ac)} + 2AgCl_{(s)}$$

1	Mg	1
2	Cl	2
2	Ag	2
2	N	2
6	O	6

b) El óxido de mercurio sólido se descompone por la acción del calor en mercurio líquido y oxígeno gaseoso que se desprende. Escribir la ecuación química.

Óxido de mercurio ⟶ mercurio + oxígeno

$$2HgO_{(s)} \xrightarrow{\Delta} 2Hg_{(l)} + O_{2\,(g)} \uparrow$$

2	Hg	2
2	O	2

Para entender lo que representa la ecuación química le daremos el nombre de mol a los coeficientes que antecedan alguna fórmula. Por lo tanto la ecuación anterior representa lo siguiente:

Dos moles de óxido de mercurio sólido se descomponen por la acción del calor en dos moles de mercurio líquido y una mol de oxígeno en estado gaseoso que se desprende.

Energía y ecuaciones químicas.

Es frecuente que durante una reacción química se libere o se absorba una cantidad considerable de energía. Algunas reacciones absorben energía, y si esta energía consumida es calor, la reacción se conoce como reacción **endotérmica**. Cuando una reacción absorbe energía, la cantidad de energía se escribe junto a los reactivos en la ecuación química, por ejemplo:

$$AgNO_{3\,(s)} + HCl_{(ac)} + 57.95\text{ Kcal} \longrightarrow AgCl_{(s)} + HNO_{3\,(l)}$$

Las reacciones que liberan energía se llaman reacciones **exotérmicas** si el tipo de energía que se produce es energía térmica. Al escribir la ecuación química la cantidad de energía se escribe del lado de los productos, por ejemplo:

$$4FeO_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2Fe_2O_{3\,(s)} + 138.6\text{ Kcal}$$

Por lo general, la energía que participa en las reacciones exotérmicas y endotérmicas es el calor, el cual se define como la energía transferida desde un objeto que se encuentra a mayor temperatura hacia otro a menor temperatura. La cantidad de calor que se absorbe o libera durante una reacción química es una medida del cambio energético que acompaña a la reacción.

Para medir los cambios de calor que acompañan a las reacciones químicas se usa un aparato llamado **calorímetro**. Dentro de los calorímetros la reacción se efectúa usando cantidades conocidas de reactivos, la mayoría de los experimentos se llevan a presión constante; bajo esas condiciones se considera que la energía potencial contenida en los enlaces químicos de las sustancias es igual a la cantidad de calor que éstas poseen; esta energía se conoce como "contenido de calor" y se relaciona directamente con una propiedad llamada **Entalpía** la cual se simboliza con la letra **H**.

La entalpía no puede medirse directamente, pero sí los cambios de entalpía, dichos cambios a su vez se simbolizan como **ΔH**, la letra delta (Δ) se utiliza para indicar un cambio.

La ley de la conservación de la energía, establece que, durante un cambio químico, la energía no se crea ni se destruye, sólo cambia de una forma a otra. En una reacción exotérmica el calor que se libera proviene del cambio de los reactivos, con mayor energía, hacia los productos, con menor energía. En una reacción endotérmica, el calor que se absorbe proviene del cambio inverso. La energía que se absorbe o se libera en una reacción ($\Delta H_{reacción}$) se relaciona con la energía de los productos y de los reactivos mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta H_r = \Sigma\ \Delta H_f^0 productos - \Sigma\ \Delta H_f^0 reactivos$$

Para las reacciones exotérmicas, el valor de ΔH es negativo porque la energía almacenada en los productos es menor que la de los reactivos. Para las reacciones endotérmicas el valor de ΔH es positivo porque la energía de los productos es mayor que la de los reactivos.

La entalpía de reacción o calor de reacción es el calor que se absorbe o se emite al efectuarse cierta reacción química, se representa por (Δ_r) y sus unidades son Kcal o KJ.

La entalpía de formación o calor de formación es el calor que se absorbe o se emite durante la formación de un mol de un compuesto determinado. Se representa por ($\Delta H_f°$), sus unidades son Kcal o KJ y se utiliza para calcular la entalpía de los productos y de los reactivos. (Para poder cambiar KJ a Kcal sólo hay que dividir entre 4.184).

Antes de resolver cualquier problema termoquímico se deben considerar los siguientes aspectos:

- Los valores de ΔH son para reacciones realizadas a 25°C y una atmósfera de presión.(ver tabla I).
- Las letras (g), (s), (l) y (ac) colocadas al lado derecho de las fórmulas de cada sustancia nos indican el estado de agregación de dicha sustancia.
- Los coeficientes indican el número de moles de cada sustancia involucrada en la reacción; si los coeficientes se multiplican o se dividen por un número, el valor de ΔH debe multiplicarse o dividirse por ese mismo número.
- Cuando se cambia el sentido de una ecuación química, cambia el signo, pero no la cantidad del valor de ΔH.
- La entalpía de los elementos en estado libre vale cero.

Por ejemplo: Calcular el contenido de calor (entalpía) de la siguiente reacción química:

$$FeO + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$$

1er. Paso. Escribir la ecuación balanceada, anotando el estado de agregación molecular de cada sustancia.

$$4FeO_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2Fe_2O_{3\,(s)}$$

2do. Paso. Utilizando la tabla de entalpías se determina el calor de formación de cada una de las sustancias.

$\Delta H°_f(FeO_{(s)}) = -64.6$ Kcal/mol; $\Delta H_f°(O_{2\,(g)}) = 0$; $\Delta H_f°(Fe_2O_{3\,(s)}) = -196.5$ Kcal/mol

3er. Paso. Utilizando la fórmula para calcular el calor de reacción se sustituyen los valores numéricos consultados en la tabla.

$\Delta H_r = \Sigma\Delta H_f^o$ productos - $\Sigma\Delta H_f^o$reactivos

$$\Delta H_r = [2(-196.5Kcal/mol)] - [4(-64.6Kcal/mol) + (0Kcal/mol)]$$

$$= [-393Kcal] - [-258.4Kcal]$$

= -393 Kcal + 258.4 Kcal = -134.6 Kcal (exotérmica).

Ejemplo 2. Calcular la entalpía de reacción (ΔH_R) de la siguiente reacción:

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

1er. Paso. Se escribe la ecuación balanceada, anotando el estado de agregación molecular de cada sustancia.

$$CaCO_{3\,(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)}$$

2do. Paso. Utilizando la tabla de entalpías se determina el calor de formación de cada una de las sustancias.

$\Delta H°_f$ ($CaCO_{3\,(s)}$) = -288.45 Kcal/mol; $\Delta H°_f$ ($CaO_{(s)}$) = -151.9 Kcal/mol
$\Delta H°_f$ ($CO_{2\,(g)}$) = -94.05 Kcal/mol

3er. Paso. Calcular el calor de reacción sustituyendo los valores en la fórmula.

$\Delta H_r = \Sigma\Delta H°_f$ productos - $\Sigma\Delta H°_f$ reactivos

$$\Delta H_r = [(-151.6Kcal/mol) + (-94.05Kcal/mol)] - [-288.45Kcal/mol] =$$

$$= [-151.9Kcal - 94.05Kcal] - [-288.45Kcal] =$$

= -245.95 Kcal + 288.45 Kcal = 42.5 Kcal (endotérmica).

Recordarás que en una reacción química los átomos no experimentan ningún cambio, tan solo se reorganizan, es decir, los enlaces que unen a los átomos en las moléculas de los reactivos se deben romper y se formarán nuevos enlaces entre los átomos para originar otras moléculas. La ruptura de enlaces requiere una energía inicial que active las moléculas de los reactivos para empezar la reacción, que tras iniciarse libera la energía suficiente para activar las otras moléculas. Esta energía inicial se llama **energía de activación**.

Tanto las reacciones exotérmicas como las endotérmicas requieren de una energía de activación, para analizar con detalle la energía de activación y calor de una reacción tomaremos la combustión del metano, para producir dióxido de carbono y vapor de agua.

$$CH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \longrightarrow CO_{2\,(g)} + 2H_2O_{(g)} \quad \Delta H = -193.35\ Kcal$$

PRINCIPALES TIPOS DE REACCIONES.

Por experiencia se sabe que para iniciar el estudio de cualquier sistema complejo, una de las formas más apropiadas de hacerlo es clasificarlo adecuadamente, y las reacciones químicas no son la excepción; se les agrupa o clasifica dependiendo del aspecto que se tome en cuenta para su estudio. Hay muchos tipos de reacciones químicas, pero existen cinco tipos que son las más comunes. Si puedes clasificar una reacción dentro de una de las cinco categorías principales, por reconocimiento de los patrones característicos, ya sabes mucho de esa reacción.

a) Reacciónes de combinación o síntesis.

Estas reacciones se llevan a cabo cuando dos sustancias, que pueden ser elementos y/o compuestos, se unen para formar un producto.

A + B ⟶ AB
elemento o compuesto + elemento o compuesto ⟶ compuesto

b) Reacciones de descomposición o análisis.

Estas reacciones se llevan a cabo de manera inversa a las reacciones de combinación o síntesis; como su nombre lo indica, una reacción de descomposición ocurre cuando un compuesto o sustancia se descompone, formando dos o más sustancias diferentes.

AB ⟶ A + B
compuesto ⟶ elemento o compuesto + elemento o compuesto

c) Reacciones de sustitución o desplazamiento sencillo.

Este tipo de reacciones se presentan cuando un elemento de un compuesto es desplazado por otro, formándose un elemento y un compuesto diferentes. El elemento que desplaza (metal o halógeno) debe ser más activo que el desplazado.

metal o halógeno
A + BC ⟶ B + AC
elemento + compuesto ⟶ elemento + compuesto

d) Reacciones de sustitución doble.

Este tipo de reacciones, también llamadas de desplazamiento doble, se presentan cuando dos compuestos (reactivos) intercambian entre sí dos elementos o grupos de elementos, generándose dos compuestos diferentes.

AB + CD ⟶ AD CB
compuesto + compuesto ⟶ compuesto + compuesto

e) Combustión.

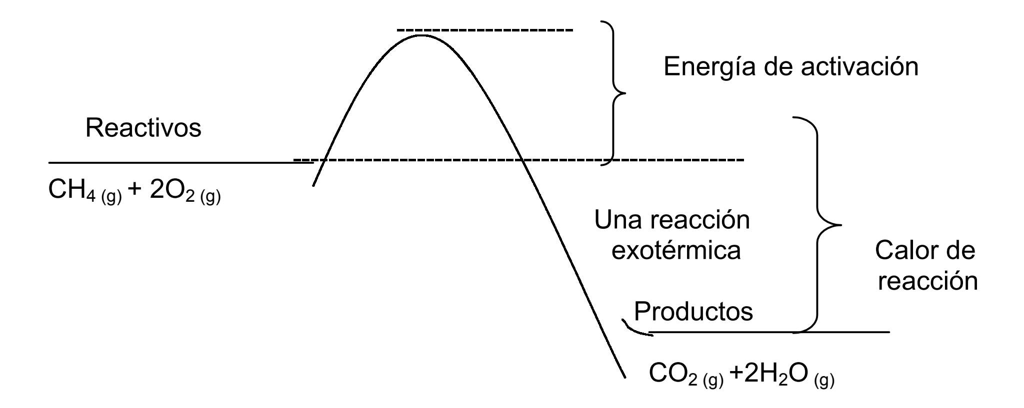
En esta reacción, una sustancia se combina rápidamente con el oxígeno y se forma uno o más óxidos y agua.

Compuesto + oxígeno $\longrightarrow$ óxido + agua

Tabla que resume los diferentes tipos de reacciones.

TIPO DE REACCIÓN	ECUACIÓN GENERAL
Síntesis	Elemento/compuesto + elemento/compuesto $\longrightarrow$ compuesto.
	Ejemplos: $2Na_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow 2NaCl_{\,(s)}$
	$CaO_{(s)} + SiO_{2\,(l)} \longrightarrow CaSiO_{3\,(l)}$
Descomposición	Compuesto $\longrightarrow$ dos o más elementos/compuestos.
	Ejemplos: $PCl_{5\,(s)} \longrightarrow PCl_{3\,(s)} + Cl_{2\,(g)}$
	$2Ag_2O_{\,(s)} \longrightarrow 4Ag_{\,(s)} + O_{2\,(g)}$
Desplazamiento sencillo	*Un elemento a + compuesto bc $\longrightarrow$ elemento b + compuesto ac
	Ejemplo: $2Al_{\,(s)} + Fe_2O_{3\,(s)} \longrightarrow 2Fe_{(s)} + Al_2O_{3\,(s)}$
	Elemento d + compuesto bc $\longrightarrow$ elemento c + compuesto bd
	Ejemplo: $Cl_{2\,(ac)} + 2KBr_{\,(ac)} \longrightarrow 2KCl_{\,(ac)} + Br_{2\,(ac)}$
Desplazamiento doble	Compuesto ac + compuesto bd $\longrightarrow$ compuesto ad + compuesto bc
	Ejemplos: $PbCl_{2\,(s)} + LiSO_{4\,(ac)} \longrightarrow PbSO_{4\,(s)} + 2LiCl_{\,(ac)}$
	$BaCl_{2\,(ac)} + H_2SO_{4\,(ac)} \longrightarrow 2HCl_{\,(ac)} + BaSO_{4\,(s)}$
Combustión	Elemento/compuesto + oxígeno $\longrightarrow$ óxido(s)
	Ejemplos: $CH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \longrightarrow CO_{2\,(g)} + 2H_2O_{\,(g)}$
	$C_6H_{12}O_{6\,(s)} + 6O_{2\,(g)} \longrightarrow 6CO_{2\,(g)} + 6H_2O_{\,(l)}$

*Las letras a, b, c y d representan diferentes elementos o partes de compuestos. Por ejemplo, en el compuesto ac, a representa la parte positiva del compuesto, y c representa la parte negativa.

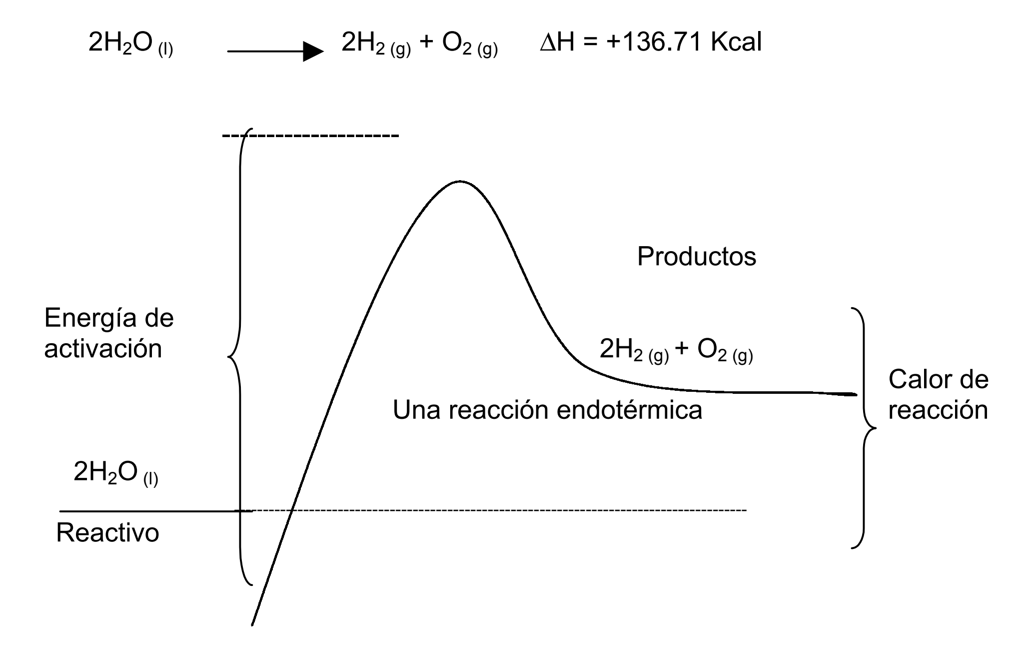


La figura muestra el cambio energético que sucede mientras la reacción progresa. Observa como se eleva la curva y, posteriormente desciende. La elevación representa la energía de activación, que es la diferencia energética entre los reactivos y el estado de máxima energía de la reacción. El descenso representa la energía que se libera por la formación de sustancias nuevas. Parte de la energía liberada proporciona la energía de activación que se necesita para mantener la reacción.

La reacción es exotérmica como lo demuestra el signo negativo de ΔH. La energía almacenada en los productos es menor que la almacenada en los reactivos, por lo que se libera una cantidad de energía neta.

Ahora analicemos un ejemplo de una reacción endotérmica, la descomposición del agua.

$$2H_2O_{\ (l)} \longrightarrow 2H_{2\ (g)} + O_{2\ (g)} \quad \Delta H = +136.71\ Kcal$$



La figura muestra una gráfica de los cambios energéticos durante el progreso de la reacción. Se observa cómo se eleva la curva de la energía por encima del nivel de los reactivos y luego desciende, pero ligeramente, al formarse los productos. Por lo tanto, los productos tienen más energía almacenada que los reactivos y la gráfica muestra, con claridad, una ganancia neta de energía. Como consecuencia de esta ganancia neta, el valor de ΔH es positivo. Para mantener la reacción debe haber una adición continua de energía.

Cuando el aluminio metálico puro se expone a la presencia de cloro gaseoso, se forma cloruro de aluminio. Este cambio es espontáneo, es decir, se lleva a cabo por sí mismo. La reacción es muy exotérmica.

$$2Al_{(s)} + 3Cl_{2\,(g)} \longrightarrow 2AlCl_{3\,(s)} + 336.52\ Kcal$$

¿Qué hace que esta reacción sea espontánea?

Para responder a la pregunta anterior se tienen que analizar todas las fuerzas que intervienen en las reacciones.

Los científicos han observado dos tendencias en la naturaleza, que explican por qué suceden las reacciones químicas. La primera tiene que ver con los sistemas que van de un estado de alta energía a otro de baja energía. El estado de baja energía es más estable. Por ejemplo, las reacciones exotérmicas tienen una probabilidad mayor de llevarse a cabo que las endotérmicas, aunque todas las demás condiciones sean iguales. La segunda tendencia se relaciona con los sistemas que se vuelven más desordenados. Las reacciones tienden a ser espontáneas si la energía disminuye y el desorden aumenta.

Los científicos usan el término **entropía** para describir y medir el grado de desorden. La entropía se simboliza con la letra **S**. A diferencia de la energía, la cual se conserva durante los cambios químicos y en el universo como un todo, la entropía no se conserva. La tendencia natural de la entropía es hacia un aumento.

A temperatura ambiente, la mayoría de las reacciones exotérmicas tienden a efectuarse, de manera espontánea, hacia delante. En otras palabra, se favorece la formación de los productos. En una reacción exotérmica, la energía que se libera, por lo general en forma de calor, eleva la temperatura de los productos así como de muchos otros átomos y moléculas de los alrededores. La energía se distribuye de manera más aleatoria que como estaba antes de la reacción. Aumenta el movimiento de un número mayor de átomos y de moléculas. Por lo tanto, aumenta el desorden.

¿Qué sucede si sólo uno de los cambios, ya sea la energía o la entropía, resulta favorable?

Si el cambio es lo suficientemente grande y supera al desfavorable, la reacción será espontánea. De esta manera, algunas reacciones endotérmicas son espontáneas si hay un gran aumento del desorden. También, algunas reacciones en las que se aumenta el orden pueden ser espontáneas si son muy exotérmicas. La espontaneidad depende del equilibrio entre los factores energéticos y de entropía.

CINÉTICA DE UNA REACCIÓN.

Habrás notado que el papel de los libros cambia de color con el paso del tiempo. Primero se torna amarillo y luego de muchos años adquiere un tinte café. Lo que ocurre es la combustión lenta de la celulosa del papel.

$$(C_6H_{10}O_5)_n + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

La reacción de formación de agua a partir de sus elementos es espontánea.

$$2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2H_2O_{\,(l)}$$

Sin embargo, podemos dejar durante años una mezcla de hidrógeno y oxígeno a temperatura ambiente sin que ocurra una reacción apreciable. Al elevar la temperatura o hacer saltar una chispa dentro de la mezcla, la reacción ocurre instantáneamente, con un estallido ensordecedor. ¿Por qué?.

Es imprescindible saber a qué velocidad ocurre un cambio químico y cuáles son los factores que afectan dicha velocidad. De esto se ocupa la **cinética química**.

Las velocidades de las reacciones químicas se explican por la teoría de las colisiones.

Una reacción química implica la ruptura de los enlaces presentes en los reactivos y la formación de otros nuevos, originándose los productos de la reacción. Para que esto sea posible es necesario que las partículas (moléculas, átomos o iones) colisionen entre sí y los choques deben ser efectivos para que se produzca la reacción química.

Un choque o colisión es eficaz cuando:

a) Las moléculas poseen la mínima cantidad energética llamada energía de activación.
b) La colisión que se efectúa sigue una orientación adecuada.

Velocidad de reacción. Para determinar con qué rapidez está sucediendo una reacción, se puede medir la velocidad con que desaparece uno de los reactivos o con la que aparece uno de los productos. Cualquiera de estas medidas dará una cantidad de la sustancia que cambia por unidad de tiempo, y que es la velocidad de reacción.

¿Por qué es importante la velocidad de una reacción?. Es importante porque diseña un proceso que permite obtener un alto rendimiento de producto. Mientras mayor sea la velocidad, mayor cantidad de producto se formará por unidad de tiempo. La velocidad de reacción también es importante en el procesamiento de alimentos, donde es indispensable retardar las reacciones que provocan su descomposición.

¿Se puede cambiar la velocidad de una reacción?.

Experimentos con gran número de reacciones, han mostrado que los factores que afectan la velocidad de una reacción pueden ser:

a) Naturaleza de los reactivos. Por regla general, la velocidad de reacción es mayor en sustancias donde existe enlace iónico, y es menor donde se presenta enlace covalente. La naturaleza de los reactivos es un factor que no puede ser controlado.

b) Superficie de contacto. El tamaño de la partícula de una sustancia que interviene en una reacción, tiene gran influencia en la velocidad con que se lleva a cabo esta reacción. Se sabe que la velocidad de reacción es directamente proporcional a la superficie de contacto de los reactivos. Dicha velocidad será mayor cuanto más pequeña sea la partícula. Por ello, en el laboratorio, se utiliza un mortero para reducir a un polvo muy fino las sustancias que van a intervenir en la reacción, en la industria se utilizan molinos especiales.

c) Concentración de los reactivos. La velocidad de reacción depende directamente de la concentración de los reactantes disueltos. Como las reacciones se llevan a cabo al chocar unas partículas con otras, el aumento de concentración favorece la oportunidad de choque entre partículas. La concentración tiene el mayor efecto que cualquier otro factor sobre la velocidad con que se efectúa una reacción.

d) Temperatura. A medida que se aumenta o disminuye la temperatura, generalmente, la velocidad de reacción será mayor o menor según el caso. Se ha visto que por cada 10°C que se incremente la temperatura sobre las sustancias reaccionantes, la velocidad de reacción se duplica.

e) Catalizadores. Son sustancias que tienen la propiedad de cambiar la velocidad de una reacción química, ya sea acelerándola o retardándola, la acción que producen se llama catálisis.
- La catálisis será positiva, si el catalizador aumenta la velocidad de la reacción.
- La catálisis será negativa, si el catalizador (inhibidor) disminuye la velocidad de la reacción.

Medición de la velocidad de reacción.

La velocidad de un cambio químico se puede cuantificar midiendo la rapidez de aparición de un producto o la desaparición de un reactivo.

$$\text{Velocidad} = \frac{\text{cambio en la concentración de un reactivo}}{\text{tiempo necesario para que ocurra el cambio}}$$

Así, la velocidad se mide en unidades de concentración sobre tiempo, por ejemplo, mol/l s.

Reacciones reversibles.

Aunque no siempre se puede percibir claramente, todas las reacciones químicas pueden suceder en dos direcciones: de los reactivos a los productos, pero también de los productos a los reactivos.

Por ejemplo, en toda muestra acuosa ocurre espontáneamente la reacción de ionización del agua.

$$H_2O_{(l)} \longrightarrow H^+ + OH^-$$

Pero, desde luego, una vez formados los dos iones es perfectamente posible que vuelvan a formar una molécula de agua, atraídos por sus cargas opuestas.

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

Por convencionalismo, cuando ocurre este tipo de procesos químicos bidireccionales se acostumbra usar la doble flecha.

$$H_2O_{(l)} \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Equilibrio químico.

En el equilibrio, las reacciones en ambas direcciones ocurren a la misma velocidad.

Es decir, por cada molécula de agua que forma dos iones, tiene lugar la unión de dos iones para formar una molécula. Entonces existe equilibrio dinámico en el que las cantidades de H_2O, H^+ y OH^- permanecen constantes en todo momento.

Así, cuando este sistema químico está en equilibrio, la cantidad de moléculas de H_2O es constante, lo mismo que la cantidad de iones H^+ u OH^-, por cada unidad de volumen.

Por tanto, el cociente Keq para esta reacción también es una constante, llamada **constante de equilibrio:**

$$Keq = \left(\frac{[H^+]\,[OH^-]}{[H_2O]} \right)$$

Si se considera la reacción general en la que **a** moles del compuesto **A** reaccionan en proporción estequiométrica con **b** moles de **B**, para dar **c** moles de **C** y **d** moles de **D**.

$$aA + bB \rightleftarrows cC + dD$$

La constante de equilibrio se define como:

$$Keq = \left(\frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b} \right)$$

Esta expresión recibe el nombre de **ley de acción de masas y** establece lo siguiente:

La velocidad de una reacción química es directamente proporcional al producto de las concentraciones molares de las sustancias reactantes elevadas a un exponente igual a los coeficientes de la ecuación balanceada.

Pueden presentarse dos casos extremos:

1) Keq mucho mayor que 1 En equilibrio, los productos son más abundantes que los reactivos.

2) Keq menor que 1 En equilibrio, los reactivos son más abundantes que los productos.

La constante Keq para una determinada reacción o proceso siempre tiene el mismo valor, a una temperatura dada. Si cambia la temperatura, cambia el valor de la constante de equilibrio.

Principio de Le Chatelier.

Una vez que se establece el equilibrio químico en un sistema reaccionante, permanecerá inalterado siempre que no exista algún factor externo que modifique el punto de equilibrio. Si el sistema es sometido a factores externos, entonces por sí solo se desplazará de tal forma que contrarreste esa tensión.

En 1888 el químico francés Henry Louis Le Chatelier estable el principio que lleva su nombre para predecir el desplazamiento del punto de equilibrio, enunciándolo de la siguiente manera:

“Si un sistema en equilibrio modifica sus condiciones debido a una perturbación externa; entonces el mismo sistema se desplazará para reducir dicha alteración”.

Factores que alteran el equilibrio químico:

a) Concentración.

La ley de acción de masas establece que al aumentar la concentración de alguna sustancia, el equilibrio químico se desplazará en dirección a disminuir la concentración de la sustancia que se adicionó.

b) Temperatura.

Si se incrementa la temperatura de un sistema reaccionante, esté se desplazará en dirección donde la reacción sea endotérmica, es decir, absorba calor. Si la temperatura desciende, entonces el sentido del desplazamiento del equilibrio es hacia donde la reacción sea exotérmica, es decir, libere calor.

c) Presión.

La presión es un factor externo que afecta principalmente a los sistemas en equilibrio gaseoso, no así a los sólidos y líquidos que son virtualmente incompresibles y no se ven afectados de manera significativa. Por lo tanto, al aumentar la presión en un sistema gaseoso el punto de equilibrio se desplazará hacia donde haya menor formación de moles (menor volumen) y en caso contrario hacia donde se produzca mayor número de moles (mayor volumen) para aliviar dicha tensión.

Los catalizadores no alteran al equilibrio químico ya que, independientemente del tipo de catalizador que se utilice, las velocidades de reacción directa o inversa serán iguales.

EJEMPLO

1. Escribir la constante de equilibrio de la siguiente reacción:

$$2KClO_{3\,(s)} \rightleftarrows 2KCl_{\,(s)} + 3O_{2\,(s)}$$

- Observa si la ecuación está balanceada, si no es así balancéala.

$$2KClO_{3\,(s)} \rightleftarrows 2KCl_{\,(s)} + 3O_{2\,(s)}$$

2	K	2
2	Cl	2
6	O	6

- Recuerda que los productos se colocan en el numerador, y los reactivos en el denominador del cociente que representa a la constante de equilibrio, y además deben estar elevados a los coeficientes que le anteceden.

$$Keq = \frac{[KCl]^2[O_2]^3}{[KClO_3]^2}$$

2. Escribir la constante de equilibrio de la siguiente reacción química:

$$CH_{4\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftarrows CO_{2\,(g)} + H_2O_{(g)}$$

¿Está balanceada la ecuación? No. Hay que balancearla, prueba colocando un número dos en la molécula del oxígeno.

$$CH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \rightleftarrows CO_{2\,(g)} + H_2O_{(g)}$$

1	C	1
4	H	2
4	O	3

El hidrógeno y el oxígeno no están balanceados, coloca un dos en la molécula del agua y observa que pasa.

$$CH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \rightleftarrows CO_{2\,(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

1	C	1
4	H	4
4	O	4

Ahora se escribe la constante de equilibrio:

$$Keq = \frac{[CO_2]\,[H_2O]^2}{[CH_4]\,[O_2]^2}$$

3. Predecir el desplazamiento del equilibrio químico en la siguiente reacción.

$$2F_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftarrows 2OF_{2\,(g)} + cal$$

Cuando:

I. Aumenta la temperatura.
II. Disminuye la presión.
III. Aumenta la concentración de O_2.
IV. Se utiliza un catalizador.

Solución: Aplicando el principio de Le Chatelier se tiene:

I. Como la reacción es endotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.Ya que al incrementar la temperatura de un sistema reaccionante, éste se desplazará en dirección donde la reacción sea endotérmica.

II: El equilibrio se desplaza hacia la izquierda, donde hay mayor volumen. La presión afecta a los sistemas gaseosos, puesto que al disminuir la presión el punto de equilibrio se desplazará hacia donde haya mayor formación de moles (mayor volumen).

III. El equilibrio químico se desplaza hacia la derecha para disminuir la concentración de O_2. Puesto que al aumentar la concentración de alguna sustancia, el equilibrio químico se desplazará en dirección a disminuir la concentración de la sustancia que se adicionó.

IV. El equilibrio químico no sufre cambio alguno. Debido a que los catalizadores no afectan el equilibrio químico, únicamente aceleran la velocidad de reacción.

4. En la siguiente reacción que está en equilibrio:

$$2NO_{(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2\,(g)} + 16.182\ Kcal.$$

¿Qué pasará con el equilibrio si se hacen los siguientes cambios?

I. Un aumento de la presión.
II. Un descenso de la temperatura.
III. Adición de más oxígeno.
IV. Una adición extra de monóxido de nitrógeno.

Solución.

I. Siendo 3 los volúmenes de reactantes y 2 de los productos, al aumentar la presión, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, por haber menos volumen de productos.

II. Como la reacción es exotérmica, es decir, se desprende calor al formarse el NO_2. Si se baja la temperatura del sistema se extraerá calor lo que facilitará más el desprendimiento de calor de la reacción. Por lo cual el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

III. El equilibrio se desplazará hacia la derecha, para disminuir la concentración de O_2.

IV. El equilibrio se desplazará hacia la derecha, para disminuir la concentración de NO.

ÁCIDOS Y BASES.

¿Alguna vez has probado la leche agria?. ¿Alguna vez has hecho tanto ejercicio que se cansan tus músculos?. ¿Has tenido malestar estomacal después de haber comido demasiado?. ¿Has lavado el baño con un limpiador para baños?. ¿Has tomado una tableta de vitamina C para prevenir un resfriado?.

¿Alguna vez has tomado un antiácido para el malestar estomacal?. ¿Has destapado un drenaje con destapacaños?. ¿O has usado cal para abonar la tierra de una planta?.¿Has lavado ventanas o el piso con limpiadores domésticos?.

Si respondiste que sí a alguna de las preguntas del primer párrafo, has experimentado con la química de un ácido. Si contestaste que sí a alguna de las preguntas del segundo párrafo, has experimentado con la química de una base. A pesar de que son experiencias diferentes, comparten una química en común, la química de los ácidos y las bases.

La palabra ácido proviene del latín acidus, que significa agrio. Fue empleada originalmente para referirse al vinagre, que era fabricado por fermentación desde las primeras civilizaciones. Para empezar, dejaban fermentar jugos de frutas, en especial el de uva, con lo que obtenían vino, el cual contiene alcohol etílico.

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2CH_3CH_2OH + 2CO_2$$

$$CH_3CH_2OH + O_2 \longrightarrow CH_3COOH + H_2O$$

Álcali proviene del árabe al-qaly, cuyo significado es “cenizas de plantas”. En un principio, el nombre se aplicó al carbonato de potasio, que es uno de los productos de la combustión de las plantas.

Algunas propiedades que presentan los ácidos y las bases son:

Los **ácidos** son disoluciones que tienen sabor agrio, que producen efervescencia al ponerse en contacto con ciertos metales como el zinc, cambian el color de ciertos extractos vegetales y pierden todas estas características cuando reaccionan con las bases.

Las **bases** se caracterizan porque sus disoluciones tienen un sabor amargo, son resbalosas al tacto, cambian a otra coloración los indicadores y, pierden sus propiedades cuando reaccionan con los ácidos.

Teorías ácido-base.

La clasificación de **Arrhenius** para ácidos y bases se limita a reacciones que se llevan a cabo en agua.

Según Arrhenius, un ácido es cualquier sustancia capaz de ionizarse en medio acuoso cediendo un protón, H^+, y una base es aquella que se ioniza en medio acuoso cediendo un hidroxilo, OH^-.

Ejemplos de disociaciones de ácidos:

$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$ ácido clorhídrico.
$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$ ácido sulfúrico.
$H_3PO_4 \longrightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$ ácido fosfórico.

Ejemplos de bases son:

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$ hidróxido de sodio.
$Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg^{2+} + 2OH^-$ hidróxido de magnesio.
$Al(OH)_3 \longrightarrow Al^{3+} + 3OH^-$ hidróxido de aluminio.

Según Arrhenius, la reacción de neutralización entre un ácido y una base da lugar a una sal y agua (el H^+ que libera el ácido se une al OH^- de la base para formar el agua). Son ejemplos de neutralizaciones.

$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
$H_2SO_4 + Mg(OH)_2 \longrightarrow MgSO_4 + 2H_2O$

Los productos de estas reacciones no generan iones H^+ característicos de los ácidos, ni iones OH^-, de las bases. Por tanto han desaparecido las propiedades ácidas y básicas de las disoluciones iniciales.

Clasificación de **Bronsted-Lowry**.

La clasificación de Arrhenius fue extendida a otros disolventes y a la fase gaseosa, en virtud de los estudios de T. Lowry y J. Bronsted para ellos:

Un ácido es una sustancia capaz de donar un protón, H^+, y una base aquella capaz de aceptarlo.

Esta definición implica que, por cada ácido, hay una base relacionada con él. Si HA representa un ácido y B: una base (con sus 2 electrones solitarios).

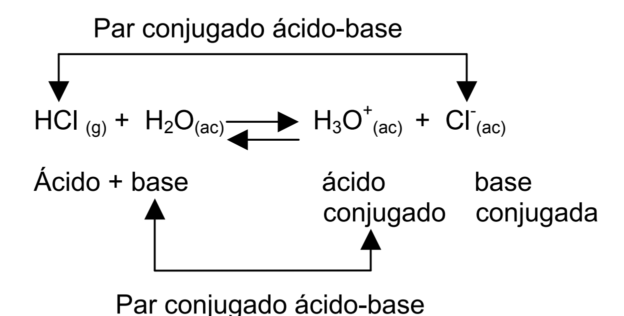
$HA + B: \longrightarrow A^- + B{:}H^+$ Esta reacción es reversible

$A^- + B{:}H^+ \longrightarrow HA + B:$

Y puede observarse que ahora la especie B:H es la que dona un protón, y A^- la que lo acepta.

La base relacionada con un cierto ácido se denomina su **base conjugada**. En el ejemplo, A^- es la base conjugada del ácido HA. De manera similar, se dice que B:H es el **ácido conjugado** de la base B:

El agua tiene dos pares de electrones solitarios y puede actuar como base de Bronsted-Lowry.



I. El ácido clorhídrico actúa como ácido, pues cede un protón al agua.
II. El agua es una base, ya que recibe un protón del HCl.
III. El ion, H_3O^+ (hidronio), es el ácido conjugado del agua, ya que cede un protón al cloruro para echar a andar la reacción inversa.
IV. El Cl^- es la base conjugada del HCl, pues recibe el protón del ion hidronio.

Puede generalizarse que todos los ácidos según Arrhenius y Bronsted-Lowry son también ácidos, ya que son capaces de ceder un protón al agua, la que actúa como base. Así mismo, todas las bases según Arrhenius también lo son de Bronsted-Lowry, ya que el grupo OH^- posee más de un par de electrones solitarios y es capaz de aceptar un protón para formar agua.

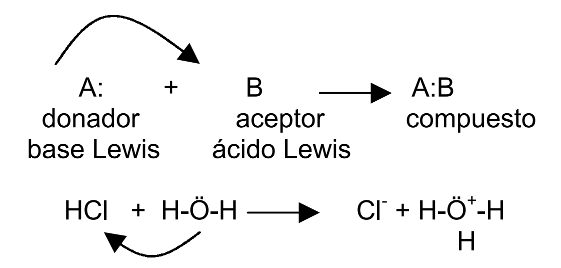
Clasificación de Lewis

Una clasificación más general de los ácidos y las bases fue la enunciada por Gilbert N. Lewis en 1923:

Un ácido es cualquier especie capaz de aceptar un par de electrones.

Una base es aquella especie capaz de donar un par de electrones.

La ecuación general de esta teoría es:



Las reacciones que tienen lugar entre un ácido y una base de Lewis originan lo que se llama **aducto**, una especie en la que la base ha cedido su par de electrones al ácido y se ha formado un enlace covalente coordinado.

Por lo anterior se puede decir que una base de Bronsted-Lowry y una base de Lewis son iguales, porque la base debe tener un par de electrones no compartidos para aceptar un protón.

Constante de ionización del agua.

La reacción de ionización del agua es:

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

Y se presenta en aproximadamente dos moléculas de cada 10 millones. Así, la constante de equilibrio para la reacción es:

$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

La concentración del agua en el denominador es constante, por lo que podemos definir una nueva constante, llamada **constante de ionización del agua**.

$K_{agua} = [H_3O^+][OH^-]$ y cuyo valor es:
$K_{agua} = 1x10^{-14}$ mol^2/L^2

Escala de pH.

La acidez de una solución acuosa depende de la concentración de iones hidrógeno; esta concentración por lo general corresponde a números muy pequeños, lo que hace en ocasiones difícil el trabajar con estas cifras, por lo que hubo la necesidad de encontrar la forma de expresar estas concentraciones de manera práctica y sencilla; fue Sören Sörensen, bioquímico danés, quien propuso una medida que ahora conocemos como pH (potencial de hidrógeno), el cual se define como el logaritmo negativo en base 10 del ion hidrógeno.

$$\mathbf{pH = - \log [H_3O^+]}$$

De acuerdo con esta definición y a la concentración de iones H^+ del agua.

$[H_3O^+] = 1x10^{-7}$M, a 25°C el pH del agua pura se calcula de la siguiente forma:

$$pH = - \log[H_3O^+] = - \log [1x10^{-7}] = -(-7) = 7$$

De manera similar, la concentración de iones OH^- se puede expresar en términos de **pOH**, para obtener:

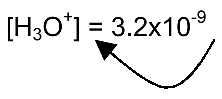
$$\mathbf{pOH = - \log [OH^-]}$$

Para el caso del agua, este será:

$$pOH = - \log [1x10^{-7}] = -(-7) = 7$$

Por lo tanto el pH y el pOH del agua pura a 25°C tienen valores iguales a 7, razón por la que el agua es neutra.

Método práctico y rápido de calcular aproximadamente el pH a partir de la concentración de iones hidronio.



$[H_3O^+] = 1x10^{-9}$ — Si este número es 1, el pH es igual al exponente al que se encuentre elevada la base 10, en este caso sería pH = 9.

$[H_3O^+] = 3.2x10^{-9}$ — Si este número está entre 1 y 10, el pH estará entre el exponente al que se encuentre elevada la base 10 y su inmediato menor, en este caso el pH estará entre los valores 8 y 9, si lo checamos empleando una calculadora, obtendremos el pH exacto que es de 8.5.

EJEMPLOS

a) Calcular el pH y pOH de una solución que tiene una concentración: $[H_3O^+] = 5.6x10^{-5}$ mol/litro.

Solución.

Fórmula $pH = - \log [H_3O^+]$

Sustituyendo $pH = - \log [5.6x10^{-5}] = -(-4.252) = 4.252$

Si $pH + pOH = 14$

$pOH = 14 - pH$

$pOH = 14 – 4.252 = 9.748$

b) Calcular el pH y pOH de una solución que tiene una concentración: $[OH^-] = 1x10^{-2}$ mol/litro.

Solución.

Como ahora conocemos la concentración de ion OH^-, primero calculamos el pOH.

$pOH = - \log [OH^-] = - \log [1x10^{-2}] = 2$

Si $pH + pOH = 14$

$pH = 14 – pOH$

$pH = 14 – 2 = 12$

También conociendo el pH o el pOH de una solución podemos calcular la concentración de iones $[H_3O^+]$ o iones $[OH^-]$.

c) ¿Cuál será la concentración de iones $[H_3O^+]$ de una solución que tiene un pH = 3?

Solución.

Sabemos que $pH = - \log [H_3O^+]$ entonces sustituyendo el valor de pH

$3 = - \log [H_3O^+]$ multiplicando por (-1) la ecuación

$-3 = \log [H_3O^+]$ como $\log x = y$ es equivalente a $x = 10^y$

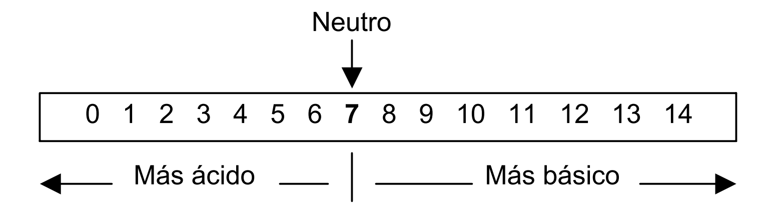
$10^{-3} = [H_3O^+]$ por lo tanto $[H_3O^+] = 1x10^{-3}$

d) Calcular la concentración de iones $[OH^-]$ de una solución cuyo pOH = 5.

Solución.

$pOH = -\log [OH^-]$ sustituyendo el valor de pOH
$5 = -\log [OH^-]$ multiplicando por (-1)
$-5 = \log [OH^-]$ entonces
$10^{-5} = [OH^-]$ por lo tanto $[OH^-] = 1x10^{-5}$

Debido al intervalo de concentración y a la fuerza de las soluciones de los ácidos o de las bases, el intervalo de las concentraciones posibles de iones hidronio y iones hidróxido en las soluciones es enorme. Para hacer más sencillo el trabajo con este intervalo de concentraciones posibles se desarrolló la escala de pH, que se muestra en la figura:



Por lo que se puede generalizar lo siguiente:

pH < 7 solución ácida
pH = 7 solución neutra
pH > 7 solución básica

Ejemplo. Se quiere clasificar las siguientes sustancias en orden creciente de acidez:

Jugo de limón pH = 2.2; Polvo para hornear pH = 8.4; Leche pH = 6.4;
Agua pura pH = 7; Amoniaco pH = 11.9.

Solución. Todas las sustancias que tienen un pH mayor de 7 son básicas por lo tanto, son las menos ácidas asi tenemos que:

Amoniaco < Polvo para hornear < Agua pura < Leche < Jugo de limón
pH = 11.9 < pH = 8.4 < pH = 7 < pH = 6.4 < pH = 2.2

Reacciones de neutralización.

De las tres clasificaciones de ácido-base que se presentaron, las reacciones de neutralización son:

Arrhenius	ácido + base $\longrightarrow$	sal + agua
Bronsted-Lowry	ácido$_1$ + base$_2$ $\longrightarrow$	ácido conjugado$_2$ + base conjugada$_1$
Lewis	ácido + base $\longrightarrow$	aducto.

De lo anterior se puede decir que una reacción de neutralización es aquella en donde se combinan un ácido y una base. Y para que exista la neutralización, cada protón que ceda el ácido deberá ser aceptado por la base.

¿Cómo participa el agua en la ionización de un ácido?

Una solución de ácido clorhídrico HCl, se añade a la cantidad exacta de una solución de hidróxido de sodio, NaOH, que es una base para que reaccione con el ácido. El papel tornasol indica que la solución de sal que se forma no es ácida ni básica.

$$NaOH_{(ac)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

Cuando el HCl se disuelve en agua, se ioniza por completo en iones hidronio y iones cloruro porque es un ácido fuerte.

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

El ion H_3O^+ se puede usar como H^+.

También el hidróxido de sodio por ser una base fuerte se disocia completamente en agua, en iones sodio e hidróxido.

$$NaOH + H_2O \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

La mejor forma de representar el comportamiento submicroscópico de una reacción ácido-base, es mostrar los reactivos y los productos como realmente se encuentran en la solución. En lugar de una ecuación global, se puede escribir una ecuación ionica, donde las sustancias que existen principalmente como iones en la solución se representan en esta forma.

$$H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)} + Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \longrightarrow Na^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

Al examinar ambos lados de la ecuación de la reacción iónica, se puede ver que el Na^+ y el Cl^- están presentes como reactivos y como productos. Igual que una ecuación matemática, los términos iguales que aparecen en ambos lados de una ecuación se pueden cancelar.

$$H^+_{(ac)} + \cancel{Cl^-}_{(ac)} + \cancel{Na^+}_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \longrightarrow \cancel{Na^+}_{(ac)} + \cancel{Cl^-}_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

Cuando se cancelan los iones semejantes en ambos lados de la ecuación, el resultado se denomina **ecuación iónica neta** de la reacción del HCl con NaOH.

$$H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

Titulación.

Cuando se realiza una reacción de neutralización, se utiliza generalmente un indicador para determinar, con el cambio de color, el momento en que se alcanza la neutralización.

La operación de laboratorio mediante la cual se determina con toda precisión la acidez o la basicidad de una disolución a través de una reacción de neutralización, se denomina **titulación.**

Para tratar el tema de titulación se debe recordar el concepto de molaridad.
Una solución molar es aquella que establece la relación entre una mol de soluto por litro de solución. El símbolo de la molaridad es M.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de disolución}}$$

$$\boxed{M = \frac{n}{V}}$$

Sabiendo que el número de moles es n = m/PM, se puede sustituir este valor en la ecuación de molaridad quedando:

$$M = \frac{n}{PM \times V}$$

donde:
M = molaridad [mol/litro]
n = No. de moles [mol]
PM = peso molecular [g/mol]
V = volumen [litros]

Por ejemplo:

a) Se disuelven 200g de NaOH en agua obteniéndose 2 litros de solución. ¿Cuál será la molaridad de la mezcla?

Solución.

Datos:
m = 200g
V = 2 litros
PM_{NaOH} = 40 g/mol

Fórmula

$$M = \frac{200g}{40g/mol x 2l} = 2.5 \text{ mol/l}$$

b) ¿A qué volumen se deben disolver 250 mg de KBr para que la solución sea de 0.02M?

Solución.

Datos:

$$m = 250 \text{ mg x } \left(\frac{1g}{1000mg}\right) = 0.25g$$

PM_{KBr} = 119 g/mol

M = 0.02 mol/l

Fórmula

$$M = \frac{m}{PMxV}$$

Despeje

$$V = \frac{m}{PMxM}$$

$$V = \frac{0.25g}{119g/molx0.02mol/l} = 0.105 \text{ l} = 105 \text{ ml}$$

El análisis químico permite determinar los constituyentes de una sustancia, análisis cualitativo, y las cantidades de éstos en una muestra, análisis cuantitativo, éste puede ser gravimétrico (que implica la separación de la sustancia o derivado, así como la determinación de su masa), y volumétrico, donde una sustancia en solución se hace reaccionar con un reactivo apropiado también en solución, cuya concentración conocemos, a la que llamaremos solución estándar o patrón.

En este proceso, la cantidad de reactivo empleado se calcula con base en el volumen añadido de la solución estándar durante la titulación.

El punto de equivalencia o punto final se observa con la adición de un reactivo auxiliar llamado indicador, mismo que al completarse la reacción vira (cambia de color), o bien, se detecta por la formación de un precipitado. Teóricamente en este punto (para la determinación de ácidos y bases) el número de equivalentes de ácido es igual al número de equivalentes de la base, por lo que se puede expresar como:

$$M_A V_A = M_B V_B$$

Donde:
M_A = Concentración del ácido
V_A = Volumen del ácido
M_B = Concentración de la base
V_B = Volumen de la base.

Ejemplos de titulación.

a) Una muestra de 15.0 ml de una solución de HCl de molaridad desconocida, se tituló con 32.4 ml de NaOH 0.145 M hasta el punto final del azul de bromotimol. De acuerdo con estos datos, ¿cuál es la molaridad de la solución de ácido clorhídrico?.

Datos	Fórmula	Despeje	Operaciones
M_A = ?			
V_A = 15.0 ml	$M_AV_A = M_BV_B$	$M_A = \frac{M_BV_B}{V_A}$	$M_A = \frac{(0.145M)(32.4ml)}{15.0ml} = 0.313M$
M_B = 0.145 M			
V_B = 32.4 ml			

b) ¿Qué volumen se requiere de NaOH 2M para neutralizar 25 ml de HCl 1.5M?.

Datos	Fórmula	Despeje	Operaciones
M_A = 1.5 M			
V_A = 25 ml	$M_AV_A = M_BV_B$	$V_B = \frac{M_AV_A}{M_B}$	$V_B = \frac{(1.5M)(25ml)}{2M} = 18.75$ ml
M_B = 2 M			
V_B = ?			

LA CONTAMINACIÓN ATMOSFÉRICA.

El aire que respiras es, literalmente, cuestión de vida y muerte. Tu organismo absorbe oxígeno atmosférico que durante la respiración, reacciona con glucosa para producir la energía que se requiere para todos los procesos vitales que te mantienen.

Desafortunadamente, algunas veces el mismo aire contiene materiales que causan enfermedades respiratorias y tienen otros efectos perjudiciales. Con frecuencia el aire está contaminado con productos químicos producidos por actividades de los humanos. Incluso la misma Tierra expulsa algunos contaminantes al aire durante las erupciones volcánicas.

Los principales compuestos químicos que contaminan el aire son monóxido de carbono, CO, dióxido de carbono, CO_2, dióxido de azufre, SO_2, monóxido de nitrógeno, NO, dióxido de nitrógeno, NO_2, hidrocarburos y partículas suspendidas.

Además se forman contaminantes debido a la acción de la luz solar, cuando reaccionan el oxígeno, los óxidos de nitrógeno y los hidrocarburos. Estas reacciones producen ozono, O_3, y aldehídos, como formaldehído, CH_2O.

¿De dónde proviene la lluvia ácida?

Uno de los muchos problemas derivados de la contaminación del aire es la precipitación ácida. Se habla de lluvia ácida cuando el agua de lluvia tiene un pH menor que 5.5. En ella se encuentran disueltos en cantidades apreciables los ácidos sulfúrico, H_2SO_4, y nítrico, HNO_3, junto con el carbónico, H_2CO_3.

¿En qué parte de la biosfera se llevan a cabo las reacciones?

Las reacciones atmosféricas que producen los compuestos ácidos son:

a) $CO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2CO_{3\,(ac)}$

b) $2SO_{2(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2SO_{3\,(g)}$
$SO_{3\,(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{4\,(ac)}$

c) $2NO_{(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2NO_{2\,(g)}$
$3NO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2HNO_{3\,(ac)} + NO_{(g)}$

¿De qué manera afecta la lluvia ácida al ambiente y a los seres vivos?

Como resultado de la lluvia ácida se tienen:

- Las estructuras metálicas se corroen.
- Las superficies de los edificios y las estatuas se resquebrajan.
- Los artefactos de nylon se rompen.
- El suelo se desmineraliza y se degradan las aguas subterráneas.
- La fotosíntesis se vuelve más lenta y las plantas pueden llegar a morir.
- Los lagos y ríos ácidos son incapaces de sostener su población de peces (el salmón, por ejemplo, no puede vivir a un pH menor que 5.5).

¿Cómo incidir sobre el fenómeno de la lluvia ácida?

La causa principal de emisión de óxidos de azufre y nitrógeno es la quema de combustibles fósiles. En nuestro país alrededor del 70% de la electricidad se obtiene quemando petróleo y carbón mineral en las plantas termoeléctricas, esto significa que durante la producción de electricidad se emiten los contaminantes, por lo que es deseable sustituir la quema de combustibles fósiles para obtener electricidad por fuentes alternativas como la energía solar, eólica, hidroeléctrica.

Para disminuir el problema de la lluvia ácida se requiere la participación conjunta del gobierno y la ciudadanía. Al gobierno le corresponde buscar fuentes alternativas de producción de electricidad no contaminantes; incrementar el transporte masivo, eficiente y barato, para desalentar el uso del automóvil; a la industria, gobierno y particulares reducir el consumo de los combustibles fósiles.

Y ¿qué pasa con el smog?

Hay dos tipos de smog:

Uno se denomina **smog fotoquímico**, requiere de la luz solar para provocar reacciones que producen contaminantes, como óxido de nitrógeno y ozono. El otro tipo de smog, que se llama industrial, se produce en zonas industriales en las cuales se quema carbón, que contiene grandes cantidades de azufre, produciendo dióxido de azufre.

El smog fotoquímico prevalece más en las ciudades, ya que las personas utilizan automóviles para el transporte, las emanaciones de monóxido de nitrógeno (NO) de los escapes de los automóviles aumentan al incrementarse el tráfico . En la atmósfera el NO se transforma en dióxido de nitrógeno (NO_2).

Las siguientes reacciones explican como se producen estos contaminantes:

El óxido de nitrógeno de los escapes de los automóviles se forma cuando el N_2 y el O_2 reaccionan a altas temperaturas en los motores de automóviles y camiones.

$$N_2 + O_2 \xrightarrow{\text{calor}} 2NO$$

El NO reacciona con el oxígeno de la atmósfera y produce NO_2, un gas de color rojizo irritante para los ojos y que provoca afecciones en el aparato respiratorio.

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

Cuando el NO_2 entra en contacto con la luz solar se transforma en NO y átomos de oxígeno. Estos últimos son muy reactivos porque no tienen completo su octeto de electrones. Cuando reaccionan con las moléculas de oxígeno presentes en la atmósfera, se forma ozono.

$$NO_2 \xrightarrow{\text{Luz solar}} NO + \underset{\text{Átomo de oxígeno}}{O}$$

$$O + O_2 \longrightarrow \underset{\text{ozono}}{O_3}$$

En la capa superior de la atmósfera (estratosfera) el ozono es benéfico porque nos protege de la radiación ultravioleta dañina que procede del sol. Sin embargo en las capas inferiores de la atmósfera el ozono, con su picante aroma irrita los ojos y el aparato respiratorio provocando tos, reduciendo el funcionamiento pulmonar y causa fatiga. También provoca deterioro de las telas, agrieta el hule y daña los árboles y cosechas de verduras.

El **smog industrial** prevalece en áreas en las cuales se quema carbono con alto contenido de azufre para producir electricidad. Durante la combustión, el azufre se transforma en dióxido de azufre.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

El dióxido de azufre es dañino para las plantas, impide su crecimiento, y es corrosivo para los metales. El SO_2 también es dañino para los seres humanos, provoca afecciones pulmonares y dificultades respiratorias. El SO_2 en la atmósfera reacciona con más oxígeno y forma SO_3, el cual se combina con el agua y da lugar al ácido sulfúrico, que es extremadamente corrosivo. La presencia de ácido sulfúrico en ríos y lagos provoca elevación de la acidez del agua y reduce la capacidad de sobrevivencia de los animales y plantas.

Contaminación del agua.

El agua contaminada se caracteriza por el aspecto turbio, con mal olor o sabor, y con bacterias patógenas. Existen factores como: el crecimiento no controlado de la población, las necesidades industriales de agua, la contaminación atmosférica, los tiraderos de desechos tóxicos y el uso de pesticidas que son los principales contaminantes del agua.

A continuación se hace una clasificación de los contaminantes más frecuentes del agua:

Tipo de contaminante	Ejemplos
Desechos con demanda de oxígeno	Desechos orgánicos de drenaje doméstico y desechos industriales de origen animal o vegetal.
Agentes infecciosos	Bacterias, virus y demás organismos del drenaje doméstico, desechos animales y desechos de procesos animales
Nutrimentos de plantas	Principalmente compuestos de nitrógeno y de fósforo.
Sustancias orgánicas	Gran número de sustancias químicas sintetizadas en la industria, pesticidas, compuestos orgánicos clorados.
Otras sustancias y minerales	Sustancias inorgánicas de operaciones industriales, minería, operación de campos petrolíferos y agricultura.
Sustancias radiactivas	Productos de desecho de minería y procesamiento de materiales radiactivos, lluvia radiactiva, mayor empleo de materiales radiactivos en hospitales e investigación.
Sedimentos por la erosión del terreno	Materia sólida deslavada por la erosión, lluvia y corrientes de agua que entra a ríos y mares.

Se han identificado muchos otros contaminantes de importancia y se han tomado medidas para eliminarlos. Tres que constituyen problemas muy graves son el plomo, los detergentes y los compuestos clorados. El envenenamiento con plomo, por ejemplo, es responsable de muchas muertes. La acción tóxica del plomo en el organismo es a través de inhibición de la enzima necesaria para producción de hemoglobina en la sangre. La vía normal de entrada del plomo al organismo es a través del alimento. Sin embargo, se pueden ingerir grandes cantidades de plomo en agua que corre en tuberías de plomo, y por el uso de recipientes de cerámica que contienen plomo, en los que se almacenan alimentos y bebidas.

Se ha demostrado que los cursos de agua que se han contaminado a tal grado que el líquido no es apto ni para el uso humano ni para sostener la vida acuática, se pueden restablecer con éxito a su condición potable. Sin embargo, el mantener los lagos y ríos libres de contaminantes es un proceso muy costoso y complicado.

EVALUACIÓN

De acuerdo con lo revisado de las reacciones químicas, explica los siguientes conceptos:

1. Reacción química.

____

____

2. Ecuación química.

____

____

3. Reactivo.

____

____

4. Producto.

5. ¿Por qué se debe balancear una ecuación química?

Escribe las ecuaciones químicas de las siguientes reacciones y además balancéalas.

6. El magnesio metálico y el agua se combinan para formar hidróxido de magnesio sólido y gas hidrógeno.

7. El hierro sólido reacciona con ácido clorhídrico acuoso para producir cloruro de hierro (III) acuoso e hidrógeno gaseoso

8. El óxido de calcio sólido reacciona con el agua líquida y producen hidróxido de calcio acuoso.

9. El potasio sólido reacciona con agua líquida para formar hidróxido de potasio acuoso y gas hidrógeno.

10. El zinc en estado sólido reacciona con ácido clorhídrico en solución acuosa para producir cloruro de zinc sólido e hidrógeno gaseoso que se desprende.

Escribe el enunciado correspondiente a cada ecuación química.

Por ejemplo:

$$2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2H_2O_{\,(g)} + \text{energía}$$

Solución: Dos moles de hidrógeno gaseoso reaccionan con 1 mol de oxígeno gaseoso para producir 2 moles de agua gaseosa más energía.

11. $MgCl_{2\,(ac)} + 2AgNO_{3\,(ac)} \longrightarrow Mg(NO_3)_{2\,(ac)} + 2AgCl_{\,(s)}$

12. $2NO_{\,(g)} \longrightarrow N_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} + 43.2\ \text{Kcal}$

13. $ZnBr_{2\,(s)} + 2HCl_{(l)} \longrightarrow ZnCl_{2\,(s)} + 2HBr_{(l)}$

14. $2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(s)} + H_{2\,(g)}\uparrow$

Responde lo siguiente en el espacio correspondiente:

15. ¿Cuáles son los principales tipos de reacciones que existen?.

Clasifica las siguientes reacciones químicas en síntesis, descomposición, sustitución simple o doble sustitución:

16. $2Na_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(s)}$ ________________

17. $2Al_{(s)} + 3H_2SO_{4\,(ac)} \longrightarrow 3H_{2\,(g)} + Al_2(SO_4)_{3\,(ac)}$ ________________

18. $2PbO_{2\,(s)} \xrightarrow{\Delta} 2PbO_{(s)} + O_{2\,(g)}$ ________________

19. $SO_{3\,(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{4\,(ac)}$ ________________

20. $AgNO_{3\,(ac)} + NaCl_{(ac)} \longrightarrow AgCl\downarrow + NaNO_{3\,(ac)}$ ________________

Respecto a la energía en las reacciones contesta lo siguiente:

21. ¿Qué se entiende por calor?

22. ¿Qué es una reacción endotérmica?

23. ¿Qué es una reacción exotérmica?

24. ¿Qué entiendes por entalpía?

25. ¿Qué es entalpía de formación?

26. ¿Qué es entalpía de reacción?

27. ¿En qué unidades se mide la entalpía?

____

____

28. ¿Qué establece la ley de la conservación de la energía?

____

____

29. ¿Qué es la energía de activación?

____

____

30. ¿Qué entiendes por entropía?

____

____

31. ¿La entropía en el universo se conserva?, ¿cuál es su tendencia?

____

____

32. ¿De qué depende la espontaneidad de una reacción?

____

____

33. ¿Cuál es la ecuación de la $\Delta H_{reacción}$ que relaciona la energía de los productos y de los reactivos?

____

____

A partir de las entalpías de formación, calcula la entalpía de reacción para cada una de las siguientes ecuaciones químicas y clasifícalas como endotérmicas o exotérmicas :

34. $MnO_{2\,(s)} + 4HCl_{(g)} \longrightarrow MnCl_{2\,(s)} + Cl_{2\,(g)} + 2H_2O_{(l)}$
-124.2 Kcal   -22.06 Kcal   -115.03 Kcal   0 Kcal   -68.32 Kcal

____

35. $H_2SO_{4\,(l)} + 2NaOH_{(s)} \longrightarrow Na_2SO_{4\,(s)} + 2H_2O_{(l)}$
-194.55 Kcal   -101.99 Kcal   -330.90 Kcal   -68.32 Kcal

____

36. $NaHCO_{3\,(s)} + HCl_{(g)} \longrightarrow NaCl_{(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2\,(g)}$
-226.5 Kcal   -22.06 Kcal   -98.23 Kcal   -68.32 Kcal   -94.05 Kcal

____

37. $CaCO_{3\,(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)}$
-288.45 Kcal   -151.9 Kcal   -94.05 Kcal

____

38. $Fe_2O_{3\,(s)} + 3H_{2\,(g)} \longrightarrow 2Fe_{(s)} + 3H_2O_{(g)}$
-196.5 Kcal   0 Kcal   0 Kcal   -57.80 Kcal

____

En lo que se refiere a la cinética de una reacción contesta lo siguiente:

39. ¿De qué se ocupa la cinética química?

____

____

40. ¿Cuál es la teoría que explica la velocidad de una reacción?

____

____

41. Dentro de la teoría de las colisiones, ¿cuándo un choque es eficaz?

____

____

42. ¿Cuáles son los factores que afectan la velocidad de una reacción?

____

____

43. ¿Cuándo la catálisis es negativa?

____

____

44. ¿Cuándo una reacción es reversible?

____

____

45. ¿Cuándo se dice que las reacciones están en equilibrio?

____

____

46. ¿Qué establece la ley de acción de masas?

____

____

47. Enuncia el principio de Le Chatelier.

____

____

48. ¿Qué factores alteran el equilibrio químico?

____

____

49. ¿Los catalizadores afectan el equilibrio químico?

____

____

Relaciona correctamente la columna de la izquierda con la de la derecha, colocando la letra según corresponda.

50. ( ) La sustancia que actúa cambiando la velocidad de una reacción química sin sufrir ningún cambio permanente en el proceso se le llama...

51. ( ) A la energía mínima que debe ser suministrada por los reactantes en una reacción química para vencer la barrera de la formación de productos se conoce como...

52. ( ) La variación de la concentración de los reactivos o de los productos con respecto al tiempo se le llama...

53. ( ) La expresión que relaciona a la concentración de los productos entre la concentración de los reactivos se conoce como...

54. ( ) Es una molécula proteica que actúa catalizando reacciones bioquímicas específicas, se denomina...

A. Constante de equilibrio

B. Enzima

C. Catalizador

D. Energía de activación

E. Velocidad de reacción

Escribe la expresión matemática de la constante de equilibrio para las siguientes reacciones:

55. $2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)}$

____

____

____

56. $4H_2O_{(g)} + 3Fe_{(s)} \longrightarrow Fe_3O_{4\,(s)} + 4H_{2\,(g)}$

____

____

____

57. $NH_4Cl_{(s)} \longrightarrow NH_{3\,(g)} + HCl_{(g)}$

____

____

____

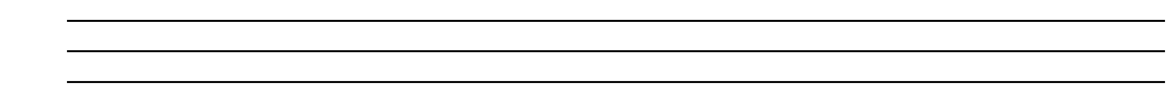
58. $COBr_{2\,(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + Br_{2\,(g)}$

____

____

____

59. $2Ag_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow 2AgCl_{(s)}$



Predice el desplazamiento de la constante de equilibrio en las siguientes reacciones:

60. $2NO_{2\,(g)} \rightleftharpoons N_{2\,(g)} + 2O_{2\,(g)}$ + calor

Cuándo:

a) Disminuye la concentración de $O_{2\,(g)}$
b) Aumenta la temperatura
c) Disminuye la presión.

61. $CO_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

Al aumentar la presión.

62. $H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)}$ + 44.120 Kcal $\rightleftharpoons$ 2 $HCl_{(g)}$

Al aumentar la temperatura.

Respecto al tema de ácidos y bases, contesta lo siguiente:

63. Escribe 4 propiedades de los ácidos y 4 de las bases.

En el paréntesis de la izquierda escribe la letra del ácido o base que corresponda a cada característica.

64. ( ) En disolución acuosa produce iones H_3O^+.	A) Ácido de Lewis
65. ( ) Dona pares de electrones para formar un enlace.	B) Ácido de Bronsted-Lowry
66. ( ) En disolución acuosa produce iones OH^-.	C) Base de Bronsted-Lowry
67. ( ) Dona protones.	D) Ácido de Arrhenius
68. ( ) Acepta pares de electrones.	E) Base de Arrhenius
69. ( ) Acepta protones.	F) Base de Lewis

70. En la siguiente reacción identifica al ácido y la base.

$2HNO_{3\,(ac)} + Ca(OH)_{2\,(ac)} \rightarrow Ca(NO_3)_{2\,(ac)} + 2H_2O_{(l)}$

71. Explica tu elección con base a las teorías ácido-base.

72. ¿Qué expresa el pH de una solución?

____

____

Clasifica las siguientes sustancias como ácidos, bases o neutros a partir del valor de pH:

73. Jugo de limón pH = 2.2 __________________

74. Leche pH = 6.1 __________________

75. Agua destilada pH = 7 __________________

76. Agua de mar pH = 9.4 __________________

77. Limpia hornos pH = 13.2 __________________

Encuentra el pH de cada una de las siguientes soluciones:

78. $[H_3O^+] = 1x10^{-5}$________________________

79. $[H_3O^+] = 1x10^{-12}$________________________

80. $[OH^-] = 1x10^{-4}$__________________________

81. $[OH^-] = 1x10^{-8}$__________________________

¿Qué concentración de iones hidronio tendra una solución cuyo pH es:

82. pH = 5 __________________________

83. pOH = 8 _________________________

Completa las siguientes reacciones de neutralización:

84. HCl + NaOH $\longrightarrow$ ____

85. HNO_3 + KOH $\longrightarrow$ ____

86. H_2SO_4 + KOH $\longrightarrow$ ____

87. H_3PO_4 + $Ca(OH)_2$ $\longrightarrow$ ____________________________________

Calcula la molaridad de las siguientes soluciones:

88. 60 g de AgCl en 0.8 l de disolución.

____

89. 2100 g de $NaHCO_3$ en 4 litros de solución.

____

Realiza los siguientes problemas de titulación:

90. Para neutralizar 25 ml de ácido acético se requieren 15 ml de NaOH 0.5 M, calcular la concentración del ácido.

____

91. Si en la titulación de 20 ml de HCl se emplean 15 ml de KOH 0.3 M, ¿cuál es la molaridad del ácido?

____

Recordando lo tratado en contaminación atmosférica contesta lo siguiente:

92. ¿Cuáles son los principales compuestos químicos que contaminan el aire?

____

93. ¿Qué otros contaminantes se forman debido a la acción de la luz solar?

____

94. ¿En qué parte de la biosfera se llevan a cabo las reacciones que producen la lluvia ácida?

____

Completa las siguientes reacciones de lluvia ácida.

95. $CO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow$ ______________________

96. $SO_{3\,(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow$ ______________________

97. $NO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow$ ______________________

98. Menciona 3 formas en que la lluvia ácida afecta al ambiente y a los seres vivos.

____
____
____

99. Menciona 3 alternativas para disminuir el problema de la lluvia ácida.

____
____
____

100. ¿Cuáles son los tipos de smog que existen?

____
____
____

101. ¿En qué parte de la atmósfera el ozono es dañino?, y ¿por qué?

____
____
____

102. ¿Qué caracteriza a el agua contaminada?

____
____

103. ¿Qué factores influyen en la contaminación del agua?

____
____
____

104. Menciona 3 tipos de contaminantes de el agua?

____
____

105. ¿Por qué no se deben almacenar alimentos y bebidas en recipientes de cerámica?

____
____
____

3.2 COMPENDIO FASCÍCULO 2. REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

CAPITULO 1

LOS PROCESOS DE ÓXIDO-REDUCCIÓN.

¿Qué causa el color café que aparece en las frutas y en algunas verduras después de pelarlas?. ¿Por qué no cambia el color de la fruta que no se ha cortado?. Recuerda que el cambio de color es una de las señales de que ha ocurrido una reacción. Las manzanas, igual que todos los tejidos vegetales y animales, contienen grandes cantidades de moléculas que pueden experimentar muchas reacciones diferentes que se llevan a cabo en los organismos vivos. ¿Qué clase de reacción ocurre en una manzana que ha sido mordida?.

La respuesta a la pregunta anterior está en las reacciones de óxido-reducción que veremos a continuación.

Oxidación.

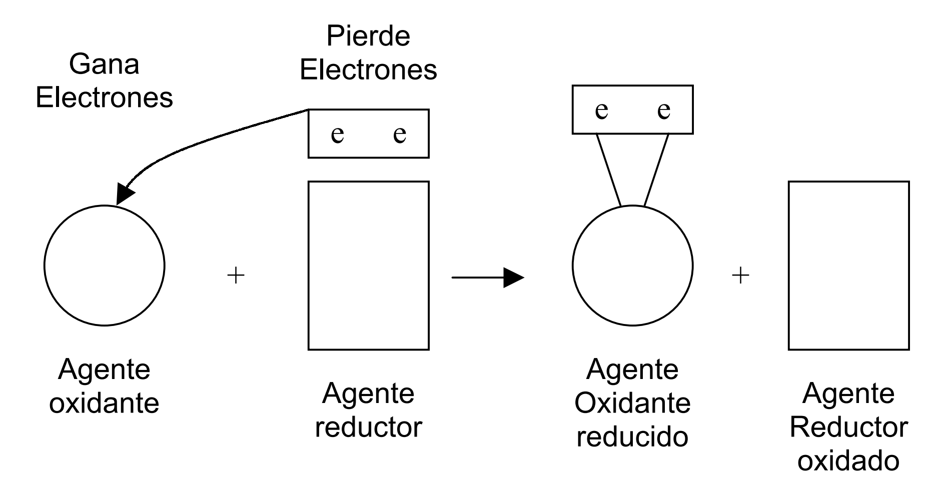
Una reacción en la que un elemento pierde electrones se llama reacción de oxidación.
El elemento que pierde electrones se queda con mayor carga positiva, es decir, su número de oxidación aumenta. Se dice que el elemento se oxidó durante la reacción.

Reducción.

Una reacción de reducción es aquélla en la que un elemento gana uno o más electrones.
Se dice que el elemento que gana los electrones, y adquiere mayor carga negativa durante la reacción, se reduce, es decir, su número de oxidación disminuye. Como las reacciones de oxidación y reducción ocurren juntas, cada una de ellas se llama semireacción.

Agentes oxidantes y reductores.

Cuando se transfieren electrones desde un elemento hacia otro, se produce una combinación de una reacción en la que se ganan electrones, reducción, y una reacción en la que se pierden electrones, oxidación. Esta combinación se llama reacción redox. El elemento que se reduce oxida a otro elemento al atraer sus electrones, por lo que se llama **agente oxidante**. El elemento que se oxida reduce al primer elemento al cederle electrones, por lo que se llama **agente reductor**.



Los números de oxidación.

Los números de oxidación son un invento o mejor dicho, una convención de los químicos, se trata de un número entero que se asigna a cada elemento presente en un compuesto, con la idea de comparar su ambiente electrónico con el del mismo elemento en estado libre.

Para asignar los números de oxidación pueden utilizarse las siguientes reglas:

1. El número de oxidación se escribe en la parte superior del símbolo del elemento.

2. Un elemento en estado libre, o sea químicamente no combinado, tendrá número de oxidación cero, ejemplos: Fe°, Mg°, Cl_2°, O_2°.

3. El número de oxidación de los elementos del grupo **IA** será siempre de 1+ y de los del **II A** de 2+, ejemplos: Li^{1+}, Na^{1+}, Mg^{2+}, Sr^{2+}.

4. El número de oxidación del oxígeno usualmente es 2-, excepto en los peróxidos, que es de 1-, ejemplos: $H_2^{1+}O_2^{1-}$.

5. El hidrógeno comúnmente trabaja con 1+, sólo en los hidruros metálicos lo hace como 1-, ejemplos: $Na^{1+}H^{1-}$, $Ca^{2+}H^{1-}$.

6. En los compuestos iónicos, el metal siempre tendrá el número de oxidación positivo, ejemplos: $Na^{1+}Cl^{1-}$, $Ba^{2+}Cl^{1-}$.

7. En los compuestos covalentes, el número de oxidación negativo se le asigna al elemento más electronegativo, ejemplo: $N^{3+}H_3^{1-}$.

8. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos en un ion poliatómico, será igual a la carga del ion, ejemplo: $(SO_4)^{2-}$, el oxígeno tiene número de oxidación de 2- y como son 4 átomos, la carga será de 8-; si el S trabaja con número de oxidación de 6+, la suma algebraica nos dará 2-, que es la carga del ion sulfato.

   $S^{6+}O_4^{2-} = (SO_4)^{2-}$ dado que: 1(6) + 4(-2) = 6-8 = 2-

9. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos en un compuesto será igual a cero, ejemplo: $Fe_2^{3+}O_3^{2-}$ es decir 2(3) + 3(-2) = 6-6 = 0, asimismo $H_2^{1+}S^{6+}O_4^{2-}$ cumple con la misma regla 2(1) + 6 + 4(-2) = 2 + 6 –8 = 0.

EJEMPLOS

Calcular el número de oxidación de los elementos en los siguientes compuestos: H_2S (sulfuro de hidrógeno), SO_2 (dióxido de azufre), Na_2SO_4 (sulfato de sodio).

a) Para el H_2S, sabemos que el H siempre trabaja con número de oxidación de 1+, excepto en los hidruros metálicos, por lo tanto el hidrógeno aquí tiene número de oxidación de 1+; como existen 2 átomos de H y la suma algebraica debe ser igual a cero, el azufre entonces debe tener en este compuesto número de oxidación de 2-.
La carga es $H_2^{1+}S^{2-}$= 2(1) + 1(-2) = 2-2 = 0.

b) Para SO_2, en el dióxido de azufre si el oxígeno trabaja con 2-, al ser dos átomos la carga de este elemento será 4-, por lo que el azufre deberá tener número de oxidación de 4+ para que la molécula sea neutra. 1(4) + 2(-2) = 4-4 = 0.

c) Para el Na_2SO_4, de acuerdo a las reglas anteriores, el Na tiene número de oxidación de 1+ y el oxigeno de 2-, $Na_2^{1+}SO_4^{2-}$ sumando algebraicamente las cargas de los átomos de Na y O tenemos: 2(1) + 4(-2) = 2-8 = -6 por lo que el azufre debe tener número de oxidación de 6+ para que la suma algebraica dé igual a cero y la molécula sea neutra.

Con base en los ejercicios anteriores tratemos de asignar números de oxidación a los siguientes compuestos de una forma abreviada, por ejemplo:

d) Para HNO_3.

Elemento	No. de oxidación		No. de átomos		
H	1+	x	1	= 1+	
O	2-	x	3	= 6-	entonces
N	5+	x	1	= 5+	
			Carga total	= 0	

Por lo tanto la molécula quedará como:

$$H^{1+}N^{5+}O_3^{2-}$$

e) Para $(NH_4)_2CO_3$

Elemento	No. de oxidación		No. de átomos		
H	1+	x	8	= 8+	
O	2-	x	3	= 6-	$(N^{3-}H_4^{1+})_2C^{4+}O_3^{2-}$
*C	4+	x	1	= 4+	
N	**3-**	x	2	= 6-	
			Carga total	= 0	

* El carbono forma parte del ion CO_3^{2-} y como el oxígeno trabaja con 2- y hay 3 átomos de oxígeno tendría una carga de 6-, por lo que el carbono debe tener carga de 4+ para que el ion quede con carga total de 2-.

f) Para $Al(OH)_3$

Elemento	No. de oxidación		No. de átomos	
H	1+	x	3	= 3+
O	2-	x	3	= 6-
Al	**3+**	x	1	= 3+
			Carga total	= 0

$Al^{3+}(O^{2-}H^{1+})_3$

BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO DE ÓXIDO-REDUCCIÓN.

Los números de oxidación se utilizan para determinar si en una reacción ha ocurrido una reducción o una oxidación, es decir una transferencia electrónica.
También el número de oxidación nos ayuda a determinar los agentes tanto reductor como oxidante de una reacción.

Para balancear una ecuación por óxido-reducción se deben seguir los siguientes pasos:

1º. Escribir correctamente la ecuación de la reacción.

2º. Asignar los números de oxidación a cada uno de los elementos que intervienen en la reacción, escribiéndolos en la parte superior de sus respectivos símbolos.

3º. Determinar qué elementos se han oxidado o reducido y el número de electrones que han perdido o ganado. Eso se indica mediante una ecuación para cada elemento (recuérdese que sólo dos elementos sufren dichos cambios en una reacción).

4º. Si el elemento que se oxida o reduce tiene número de oxidación cero, el número que resulta de la cantidad de electrones ganados o perdidos por él se multiplica por el subíndice que tenga.

5º. Intercambiar el número de electrones entre los dos elementos, de manera que la cantidad de electrones perdidos del elemento que se oxida pase a ser el coeficiente del elemento que se reduce y viceversa.

6º. Dichos coeficientes se colocan en la ecuación, en las fórmulas de los compuestos que contienen a los elementos que sufrieron cambio (cuando en la ecuación se presentan más términos del lado de los reactivos que de los productos, se acostumbra colocar los coeficientes en el lado de los reactivos).

7º. Por último, con base en los números asignados, que ya no pueden moverse de lugar, se continúa el balanceo de la ecuación por el método de tanteo.

Por ejemplo:

a) Balancear la ecuación :

$$HNO_3 + HBr \longrightarrow Br_2 + NO + H_2O$$

Primer paso: Asigna números de oxidación a todos los átomos que participan en la reacción, identificando los que se oxidan y los que se reducen. Para ello, emplea las reglas vistas anteriormente.

$$H^{1+}N^{5-}O_3^{2-} + H^{1+}Br^{1-} \longrightarrow Br_2^{0} + N^{2+}O^{2-} + H_2^{1+}O$$

Un apoyo que te puede ser útil para identificar que sustancia se oxida o se reduce es la siguiente figura:

Oxidación →

-7 -6 -5 -4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

← Reducción

H: 1+ → 1+ Sin cambio
N: 5+ → 2+ Reducción
O: 2- → 2- Sin cambio
Br: 1- → 0 Oxidación

En este primer paso se reconoce de inmediato al ácido nítrico como el agente oxidante (ya que su nitrógeno se reduce) y al ácido bromhídrico como el reductor (se oxida su Br).

Segundo paso: Escribe por separado las reacciones de reducción y de oxidación, y calcula el cambio que se ha dado en el número de oxidación, en cada una de ellas.

Reducción $N^{5+} \xrightarrow{+3e^-} N^{2+}$

Como el Br_2 en los productos tiene un subíndice 2, es necesario colocar dos iones de bromuro en los reactivos. Teniendo así dos bromos que cambian de 1- a 0, lo cual da un cambio global de 2

Oxidación $2Br^{1-} \xrightarrow{-2e^-} Br_2^0$

Tercer paso: Multiplica la reacción de reducción por el número de electrones perdidos en la oxidación, y la de oxidación por el número de electrones ganados en la reducción. Si ambos números son divisibles entre un entero, lleva a cabo antes la simplificación.

Para este caso el número de electrones perdidos en la oxidación es 2, y el número de electrones ganados en la reducción es 3. Como ambos son números primos no pueden dividirse, así que multiplicamos la reacción de reducción por 2 y la de oxidación por 3.

$$2N^{5+} \xrightarrow{+6e^-} 2N^{2+}$$

$$6Br^{1-} \xrightarrow{-6e^-} 3Br_2^0$$

Con ellos se logra que los electrones perdidos por el elemento que se oxida sean los mismos que gana el elemento que se reduce.

Cuarto paso: Coloca los coeficientes obtenidos y, sin modificar la relación entre los átomos oxidados y los reducidos, balancea por tanteo el resto de las especies, dejando al último los átomos de hidrógeno y oxígeno.

El resultado de colocar los coeficientes de las especies que se oxidan o se reducen es:

$$2HNO_3 + 6HBr \rightarrow 3Br_2 + 2NO + H_2O$$

Falta únicamente balancear el agua, si contamos el número de hidrógenos que existen en los reactivos tendremos que son 8, por lo que si colocamos un 4 en donde esta el agua tendremos:

$$2HNO_3 + 6HBr \rightarrow 3Br_2 + 2NO + 4H_2O$$

Confirmemos el balanceo con la siguiente tabla:

Elemento	Número de átomos en reactivos	Número de átomos en productos
H	2(1)+6(1) = 8	4(2) = 8
N	2(1) = 2	2(1) = 2
O	2(3) = 6	2(1)+4(1) = 6
Br	6(1) = 6	3(2) = 6

b) La reacción que sucede cuando se añade ácido nítrico al cobre metálico es la siguiente:

$$Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

Balancea la ecuación e identifica al agente oxidante y el agente reductor.

Primer paso:

$$Cu^0 + H^{1+} N^{5+}O_3^{2-} \longrightarrow Cu^{2+}(N^{5+}O_3^{2-})_2 + N^{2+}O^{2-} + H_2^{1+}O^{2-}$$

El resultado es:

Cu: 0 $\longrightarrow$ 2+ Oxidación
H: 1+ $\longrightarrow$ 1+ Sin cambio
N: 5+ $\longrightarrow$ 2+ Reducción
O: 2- $\longrightarrow$ 2- Sin cambio

Segundo paso:
El agente oxidante es el ácido nítrico, que oxida al cobre. El agente reductor es el Cu, que reduce al HNO_3.

Reducción N^{5+} $\underline{\quad +3e^- \quad}$ N^{2+}

Oxidación Cu^0 $\underline{\quad -2e^- \quad}$ Cu^{2+}

Tercer paso:

$2N^{5+}$ $\underline{\quad +6e^- \quad}$ $2N^{2+}$

$3Cu^0$ $\underline{\quad -6e^- \quad}$ $3Cu^{2+}$

Cuarto paso:
Por el momento, la reacción queda así:

$$3Cu + 2HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + H_2O$$

El 2 del HNO_3 ha de modificarse, pues sabemos que no todo el N del ácido nítrico se oxida. Los seis nitrógenos que están en el $3Cu(NO_3)_2$ han de provenir también del HNO_3. Es decir, el coeficiente que debemos anteponer al HNO_3 es 8, ya que dos nitrógenos sí se reducen a NO, pero seis se conservan como nitratos.

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + H_2O$$

Sólo falta balancear los átomos de hidrógeno y oxígeno que producen agua. El 8 del HNO_3 da la pauta para colocar un 4 en el agua.

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

La reacción esta perfectamente balanceada, vamos a confirmarlo.

Elemento	Número de átomos en reactivos	Número de átomos en productos
Cu	3(1) = 3	3(1) = 3
H	8(1) = 8	4(2) = 8
N	8(1) = 8	3(2)+2(1) = 8
O	8(3) = 24	3(6)+2(1)+4(1) = 24

Ahora trata de resolver este ejemplo, desarrollando los pasos que faltan para llevar a cabo el balanceo de la ecuación por el método redox.

c) La reacción es:

$$Na_2SO4 + C \longrightarrow Na_2S + CO_2$$

Primer paso: Coloca los números de oxidación que faltan.

$$Na_2^{1+}S\,O_4^{2-} + C^0 \longrightarrow Na_2^{1+}S^{2-} + C\,O_2^{2-}$$

Para analizar que elemento se ha oxidado y cuál se ha reducido nos auxiliaremos de la siguiente escala:

Para el azufre se tiene:

-7 -6 -5 -4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

Reduce = 8

Para el carbono:

-7 -6 -5 -4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

Oxida = 4

Na: 1+ ⟶ 1+ Sin cambio
S: 6+ ⟶ 2- Reducción
O: 2- ⟶ 2- Sin cambio
C: 0 ⟶ 4+ Oxidación

Segundo paso:Para escribir por separado las reacciones de reducción y de oxidación, ya te habrás dado cuenta de los números de oxidación que faltaban. Ahora coloca sobre las rayas los números de electrones perdidos por el elemento que se oxida y el número de electrones ganados por el elemento que se reduce.

Reducción S^{6+} ________ S^{2-}

Oxidación C^{0} ________ C^{4+}

Verifica si estos números son divisibles entre un número entero (por ejemplo 2), si es así, lleva a cabo la simplificación.

Tercer paso: Multiplica la reacción de reducción por el número de electrones perdidos en la oxidación, y la de oxidación por el número de electrones ganados en la reducción.

S^{6+} ________ S^{2-}

C^{0} ________ C^{4+}

Revisa que los electrones perdidos por el elemento que se oxida sean los mismos que gana el elemento que se reduce.

Cuarto paso: Coloca los coeficientes obtenidos y, sin modificar la relación entre los átomos oxidados y los reducidos, balancea por tanteo el resto de las especies.

$$----Na_2SO_4 + ----C \longrightarrow ----Na_2S + ---- CO_2$$

Confirma si el balanceo fue correcto:

Elemento	Número de átomos en Reactivos	Número de átomos en productos
Na		
S		
O		
C		

CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.

La palabra estequiometría viene del griego stoichion, que significa "elemento", y se refiere a la medición y cálculo de las cantidades de los elementos presentes en los compuestos y en las reacciones químicas.

La estequiometría es la rama de la química que se encarga del estudio de los moles, las masas y los volúmenes de los reactivos y los productos que participan en una reacción.

Por la necesidad de contar con una unidad de comparación más grande que la u.m.a. (unidad de masa atómica) entre átomos y moléculas los químicos del siglo XIX establecieron el concepto de mol, al cual definieron como:

La cantidad de átomos, moléculas o iones contenida en una masa atómica o molecular expresada en gramos e igual a $6.022x10^{23}$ partículas respectivamente.

Esta unidad química de masa se ha convertido en un patrón internacionalmente aceptada, agregándose a los que normalmente conocemos en el Sistema Internacional de Unidades.

Un mol se cuantifica como el peso molecular de un compuesto determinado, expresado en gramos.

1 mol de H_2O = 18.0 g = $6.022x10^{23}$ moléculas
1 mol de NaCl = 58.45 g = $6.022x10^{23}$ moléculas
1 mol de Cu = 63.54 g = $6.022x10^{23}$ átomos.

Aplicaciones de la definición de mol.

El número de moles de una sustancia se puede representar con la letra **n**, la masa de ésta con la letra **m** y su peso molecular con las letras **PM**.

Donde tenemos que: **n** = $\frac{m}{PM}$

Es decir para calcular el número de moles presentes en una sustancia, se divide su masa expresada en gramos entre su peso molecular expresado en gramos sobre mol.

Por ejemplo:

a) Una muestra de NaCl pesa 500 g. Calcular el número de moles presentes en la muestra.

Datos

m = 500 g

PM_{NaCl}

Na: 1 x 22.98 = 22.98
Cl: 1 x 35.45 = 35.45

58.43 g/mol

Fórmula

n = $\frac{m}{PM}$

Sustitución

n = $\frac{500g}{58.43g/mol}$ = 8.56 mol

b) Una muestra de sulfato de calcio ($CaSO_4$) tiene 1.838 moles, ¿cuántos gramos contiene?

Datos

n = 1.838 mol

PM_{CaSO4}

Ca: 1 x 40.08 = 40.08
S: 1 x 32.06 = 32.06
O: 4 x 15.99 = 63.96

136.1 g/mol

Fórmula

n = $\frac{m}{PM}$

Despeje

m = n x PM

Sustitución

m = (1.838 mol) (136.1 g/mol)

m = 250.15 g.

Hasta ahora se han estudiado las reacciones y las ecuaciones balanceadas en términos del número de átomos y moléculas que participan en una reacción química. Sin embargo, al efectuar experimentos en el laboratorio o preparar medicamentos en el hospital, o seguir la receta para preparar hot cakes, se trabajan con muestras grandes que contienen miles de millones de átomos y moléculas. La ley de la conservación de la materia indica que la cantidad de materia antes y después de la reacción debe permanecer invariable.

Para realizar los cálculos estequiométricos se aplica entonces la ley de la conservación de la materia, o sea, la suma de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de las sustancias producidas.

Los cálculos que se pueden llevar a cabo a partir de las reacciones químicas son:
-Relación mol-mol
-Relación masa-mol
-Relación masa-volumen.

Relación mol-mol.

Los problemas estequiométricos más simples son aquellos en los cuales se calcula el número de moles de una sustancia que ha reaccionado con otra (relación mol-mol). Para resolver este tipo de problemas, se balancea la ecuación y si es necesario se establece una regla de tres simple, por ejemplo:

a) ¿Cuántas moles de bióxido de carbono (CO_2) se pueden obtener en la combinación de dos moles de óxido de fierro (III) con carbón?

Esqueleto de la reacción $Fe_2O_3 + C \longrightarrow Fe + CO_2$

Reacción balanceada $2Fe_2O_3 + C \longrightarrow 4Fe + 3\ CO_2$

De la ecuación balanceada se observa que con 2 moles de Fe_2O_3 se pueden obtener 3 moles de CO_2.

b) Cuántas moles de oxígeno (O_2) se necesitan para reaccionar completamente con 3 moles de propano (C_3H_8) de acuerdo con la siguiente reacción:

Ecuación balanceada $C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

Solución: Normalmente con un mol de propano (C_3H_8) se necesitan 5 moles de O_2 para llevar a cabo la reacción. De acuerdo con el problema, para 3 moles de propano se necesitarán más moles de oxígeno, o sea:

Regla de tres: 1 mol de C_3H_8 ———— 5 moles de O_2
3 moles de C_3H_8 ———— X moles de O_2

Por lo tanto $$X = \frac{(3\text{moles de } \cancel{C_3H_8})\ (5 \text{ moles de } O_2)}{3 \text{ moles de } \cancel{C_3H_8}} = 15 \text{ moles de } O_2$$

c) ¿Cuántas moles de aluminio serán necesarias para obtener 6 moles de H_2 a partir de la siguiente reacción?.

Reacción balanceada $2Al + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3AlO_3 + 3H_2$

Regla de tres: 2 moles de Al ———— 3 moles de H_2
X moles de Al ———— 6 moles de H_2

$$X = \frac{(2 \text{ moles de Al})\ (6 \text{ } \cancel{\text{moles de } H_2})}{3 \text{ } \cancel{\text{moles de } H_2}} = 4 \text{ moles de Al}$$

Relación masa-masa.

Este tipo de relaciones entre sustancias son las que más frecuentemente se presentan en la práctica y se resuelven de acuerdo con la siguiente secuencia:

1º. **Se plantea el problema.** ¿ Cuántos gramos de nitrito de sodio ($NaNO_3$) se producen de 80 g de sal común (NaCl) cuando esta sustancia se combina con el nitrato de plata ($AgNO_3$)?

2º. **Se escribe la reacción** completa y balanceada, subrayando la sustancia problema y la sustancia cuya masa se menciona.

$$\underline{NaCl} + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + \underline{NaNO_3}$$

3º. **Se calculan los pesos moleculares** de las sustancias ya subrayadas y se anotan en la parte superior de las mismas; en la parte inferior se anota la masa de la sustancia mencionada en el problema y se pone una X para la sustancia que se desea encontrar.

$$\underset{80\ g}{\overset{58.5\ g/mol}{\underline{NaCl}}} + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + \underset{X}{\overset{85\ g/mol}{\underline{NaNO_3}}}$$

4º. **Se establece una regla de tres** simple entre los pesos moleculares y las masas, y se resuelve.

58.5 g/mol de NaCl ——— 85 g/mol de $NaNO_3$
80 g de NaCl ——— X

$$X = \frac{(80\ g\ de\ NaCl)\ (85\ g/mol\ de\ NaNO_3)}{58.5\ g/mol\ de\ NaCl} = 116.24\ g\ de\ NaNO_3$$

b) ¿Cuántos gramos de amoniaco (NH_3) se necesitan para producir 100 g de agua durante la oxidación del amoniaco?

1er. Paso $NH_3 + O_2 \longrightarrow NO + H_2O$

2do. Paso $\underline{4NH_3} + 5O_2 \longrightarrow 4NO + \underline{6H_2O}$

3er. Paso $\underset{X}{\overset{68\ g/mol}{\underline{4NH_3}}} + 5O_2 \longrightarrow 4NO + \underset{100\ g}{\overset{108\ g/mol}{\underline{6H_2O}}}$

4to. Paso 68 g/mol de NH_3 ——— 108 g/mol de H_2O
X ——— 100 g de H_2O

$$X = \frac{(68\ g/mol\ de\ NH_3)\ (100\ g\ de\ H_2O)}{108\ g/mol\ de\ H_2O} = 62.96\ g\ de\ NH_3$$

c) Se calentó una muestra de 50 g de carbonato de calcio ($CaCO_3$) y se desea saber qué cantidad teórica de cal (CaO) y bióxido de carbono (CO_2) se obtendrán.

1er. Paso $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$

2do. Paso $\underline{CaCO_3} \xrightarrow{\Delta} \underline{CaO} + \underline{CO_2}$

3er. Paso

$$\underset{\overline{50\ g}}{\overset{100\ g/mol}{CaCO_3}} \xrightarrow{\Delta} \underset{\overline{X}}{\overset{56\ g/mol}{CaO}} + \underset{\overline{Y}}{\overset{44\ g/mol}{CO_2}}$$

4to. Paso Para CaO

100 g/mol de $CaCO_3$ ———— 56 g/mol de CaO
50 g de $CaCO_3$ ———— X

$$X = \frac{(50\ g\ de\ \cancel{CaCO_3})\ (56\ \cancel{g/mol}\ de\ CaO)}{100\ \cancel{g/mol}\ de\ \cancel{CaCO_3}} = 28\ g\ de\ CaO$$

Para CO_2

100 g/mol de $CaCO_3$ ———— 44 g/mol de CO_2
50 g de $CaCO_3$ ———— Y

$$Y = \frac{(50\ g\ de\ \cancel{CaCO_3})\ (44\ \cancel{g/mol}\ de\ CO_2)}{100\ \cancel{g/mol}\ de\ \cancel{CaCO_3}} = 22\ g\ de\ CO_2$$

Relaciones masa-volumen.

Como ya se vio en la sección anterior se puede calcular la masa de una sustancia cuando se conoce la masa de otra con la cual está enlazada en una reacción química. Ahora bien, cuando se trabaja con sustancias gaseosas, puede ser conveniente calcular no la masa sino su volumen. Es posible calcular el volumen de un gas utilizado o producido en la reacción si conocemos la masa de una sustancia y teniendo en consideración además el volumen molecular-gramo.

De acuerdo con el principio de Avogadro, volúmenes iguales de gases diferentes en iguales condiciones de presión y temperatura contienen iguales cantidades de moléculas las cuales ocupan un volumen de 22.4 litros (volumen-molar).

En este tipo de problemas para establecer la regla de tres se establece una relación entre el peso molecular de una sustancia y el volumen molar de la sustancia gaseosa.

a) ¿Cuántos litros de N_2 se obtienen a partir de 200 g de dicromato de amonio, $(NH_4)_2Cr_2O_7$, durante la siguiente reacción:

$$\underset{\overline{200\ g}}{\overset{252\ uma}{(NH_4)_2Cr_2O_7}} \longrightarrow Cr_2O_3 + \underset{\overline{X}}{\overset{22.4\ l}{N_2}} + 4H_2O$$

1 mol de N_2 = 22.4 l (volumen molar)

252 uma de $(NH_4)_2Cr_2O_7$ ———— 22.4 l de N_2
200 g de $(NH_4)_2Cr_2O_7$ ———— X

$$X = \frac{(200\ g\ de\ (NH_4)_2Cr_2O_7)\ (22.4\ l\ de\ N_2)}{252\ uma\ de\ (NH_4)_2Cr_2O_7} = 17.77\ l\ de\ N_2$$

b) ¿Cuántos litros de hidrógeno en condiciones normales (C.N.) se obtienen al reaccionar 185 g de aluminio con ácido sulfúrico (H_2SO_4)?

3 moles de H_2 = 22.4 x 3 = 67.2 l

54 uma 67.2 l

$$2Al + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$$

185 g X

54 uma de Al ______ 67.2 l de H_2
185 g de Al ______ X

$$X = \frac{(185\ g\ de\ Al)\ (67.2\ l\ de\ H_2)}{54\ uma\ de\ Al} = 230.2\ l\ de\ H_2$$

Conexión de ideas.
La mayoría de las reacciones se deben a una transferencia de electrones, por lo que son reacciones redox. Una vez que has aprendido a identificar cuál elemento se reduce y cuál se oxida cuando tienes la ecuación de una reacción redox. Te puedes preguntar por qué un elemento acepta electrones de otro y si puedes predecir cuál elemento se oxidará y cuál se reducirá. Estarás dando el siguiente paso en tu estudio de los procesos de transferencia de electrones en los compuestos y te ayudará a comprender cómo producen electricidad las reacciones redox en las baterías.

Ya has aprendido que la oxidación y la reducción siempre ocurren simultáneamente. En una reacción redox siempre se transfieren electrones, en la reacción de oxidación, los electrones se transfieren del agente reductor al agente oxidante. Supón que pudieras separar las partes oxidantes y las reductoras de una reacción redox y hacer que los electrones fluyan a través de un alambre. Al flujo de electrones en una dirección particular se le llama **corriente eléctrica**. En otras palabras, estás utilizando una reacción redox para producir una corriente eléctrica. Esto es lo que sucede en una batería, que sólo es una especie de celda electrolítica en donde la energía química se convierte en energía eléctrica.

CAPITULO 2

PROCESOS ESPONTÁNEOS Y ELECTROQUÍMICA

En esta sección encontrarás una síntesis de cada apartado del compendio fascicular, debes tener presente que el presente material forma también parte del apoyo a tu aprendizaje, el cual se deriva de los contenidos del compendio.

En este apartado encontrarás los diferentes procesos que acompañan toda transformación: procesos espontáneos y no espontáneos.

Los procesos espontáneos son transformaciones que van acompañadas por cambios de energía, lentamente el sistema en proceso de transformación pasa a un estado de energía mínima, a un estado estable: de equilibrio. De esta forma, un proceso espontáneo por sí mismo se manifiesta. cuando nosotros le suministramos energía al sistema, una cantidad de energía equivalente a la que cedió a través del tiempo volvemos al estado inicial, por lo que el sistema, poseyendo nuevamente una energía elevada y con fuertes tendencias a cederla, tenderá a estabilizarse cediendo nuevamente la energía a los alrededores.

El hombre invierte mucha energía para extraer el metal de los yacimientos encontrados en la tierra. Pensemos en el balance térmico global empleado durante la extracción del hierro a partir de un mineral de hierro oxidado, como la hematita (Fe_2O_3). Aquí el hombre invierte **grandes** cantidades de energía termoquímica con el fin de liberar el hierro del oxígeno. En muchos otros procesos se invierte energía para obtener cobre, zinc, níquel, plomo y otros metales.

Hemos visto a lo largo del estudio de la química, que las reacciones químicas son aquellas en las cuales toman parte únicamente especies químicas, por ejemplo la disociación química del agua en sus iones H^+ y OH^- ; es decir:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

Mientras que las reacciones electroquímicas, en cambio, son reacciones en las cuales no solo toman parte especies químicas, sino también cargas eléctricas. Un ejemplo de reacción electroquímica lo constituye la reacción de los iones hidrógeno a hidrógeno gas:

$$4\,H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2\,H_{2\,(g)}$$

Así, la electroquímica comprende el análisis basado en el comportamiento de una solución de una muestra cuando forma parte de una celda electroquímica, a continuación se especifican los conceptos involucrados.

Las celdas electroquímicas son ejemplo de procesos espontáneos, y se utilizan para producir corriente eléctrica, mientras que las celdas electrolíticas son ejemplos de procesos no espontáneos, es decir, consumen energía de una fuente externa para que puedan llevarse a cabo.

REACCIONES REDOX

El hombre en su afán de mejorar sus condiciones de vida, ha creado una dependencia tal que sería imposible hablar del avance y desarrollo de la civilización moderna sin el uso de los metales y aleaciones, por tanto, requerimos que los materiales metálicos en los cuales está basada nuestra civilización industrial sean estables y que al menos duren en uso varios años. Como las reacciones químicas que ocurren en la naturaleza son procesos espontáneos, se deberá usar una gran cantidad de energía para obtener un metal en forma libre; así, metales como el cobre, el zinc, el níquel, el cromo, etc., tenderán a volver a combinarse para estabilizarse.

La tendencia a su estado original no debe extrañar, si después de milenios los metales se encuentran en yacimientos bajo la forma de óxidos, la fuerza conductora que causa que un metal se oxide es consecuencia de su existencia natural en forma combinada (oxidada), para alcanzar este estado metálico, es necesario que un metal absorba y almacenen una determinada cantidad de energía. Esta energía permitirá el posterior regreso a su estado original a través de un proceso de oxidación.

De las diversas operaciones que deben realizarse para extraer el metal del mineral, la primordial se puede reducir en una sola palabra: **reducción.**

Por definición, el cátodo de una celda es el electrodo donde ocurre la reducción, mientras que en el ánodo es el electrodo donde ocurre la oxidación. Esta definición se aplica a los diferentes tipos de celdas: galvánicas y electrolíticas

CELDAS ELECTROQUÍMICAS DE GENERACIÓN DE CORRIENTE O PILAS

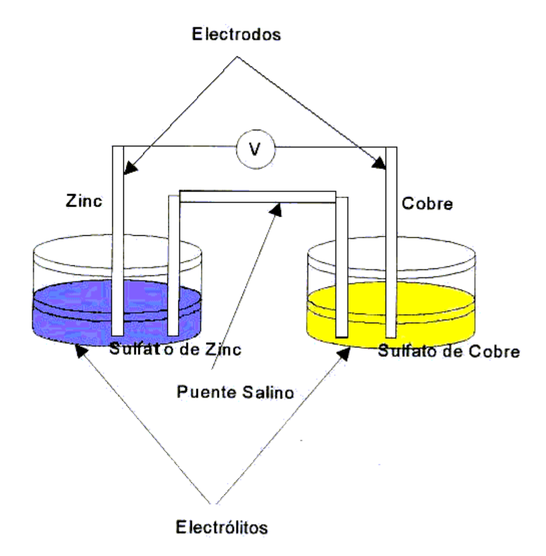
Las celdas electroquímicas o galvánicas se emplean para producir energía eléctrica. Es importante hacer notar que muchas celdas pueden operarse en sentido galvánico o en sentido electrolítico haciendo variar las condiciones experimentales.

Las celdas electroquímicas abarcan un gran campo, cuyos aspectos mas generales incluyen las celdas de combustible, la conversión de energía solar a energía eléctrica, la corrosión de los metales, las baterías, etc. Es por eso que algunas técnicas electroquímicas tienen mucha aplicación.

La celda contiene dos conductores llamados electrodos, sumergidos en una solución electrolítica apropiada. Para que fluya corriente eléctrica es necesario:

a) Que los electrodos estén conectados externamente por medio de un metal conductor.
b) Que las dos soluciones de electrólitos estén en contacto para que pueda producirse movimiento de una a otra.

Lo anterior se muestra en la figura:



Si los electrodos son de cobre y zinc, los electrones transportan la corriente eléctrica al moverse desde el **Zn** hacia el **Cu** a través de los cables. Dentro de ambas soluciones el flujo de corriente se debe a la migración tanto de cationes como de aniones, los primeros desde el electrodo de zinc hacia el electrodo de cobre y los segundos en la dirección opuesta. **Todos** los iones en ambas soluciones participan en el proceso. En la superficie de ambos electrodos se produce un tercer tipo de conducción. En este caso, el mecanismo por lo cual la conducción iónica de la solución se acopla a la conducción electrónica del electrodo, de modo de constituir un circuito de corriente completo, depende de un proceso de oxidorreducción. Los dos procesos que tienen lugar en los electrodos pueden describirse mediante dos ecuaciones, que se llaman **semireacciones**.

$$Zn_{(s)} \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2e^-$$

$$Cu^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$$

Para simplificar la descripción de las celdas, los químicos emplean a menudo una notación abreviada. Por ejemplo, para las reacciones mostradas anteriormente, se describen:

$$Zn \mid Zn^{+2} \mid Cu^{+2} \mid Cu$$

Por convención, el ánodo y la información respecto a la solución con la que está en contacto aparecen a la izquierda. Las líneas verticales representan límites de las faces en las que pueden producirse potenciales.

ELECTRÓLISIS

Durante la descarga de una celda galvánica, la energía eléctrica se deriva de la tendencia inherente que tiene la reacción redox de ocurrir. Por otro lado, en una celda electrolítica se utiliza una fuente externa de energía eléctrica para forzar a la reacción química en dirección opuesta a la espontánea; es decir, la electrólisis es el proceso de suministrar energía a la celda que antes era espontánea.

Se debe tener cuidado para evitar la confusión respecto a los signos del ánodo y del cátodo debido a las direcciones opuestas del flujo de electrones en la celda galvánica y electrolítica. En cualquier tipo de celda, el cátodo es el electrodo donde ocurre la reducción y en el ánodo sucede la oxidación. Pero, si en la celda galvánica cierto elemento se reduce en el cátodo, operando como celda electrolítica el electrodo continúa de igual signo, pero ahora ocurre la oxidación.

Cuando varias sustancias químicas están presentes en una solución, se puede predecir cuales serán las reacciones de electrodo si sometemos la solución al proceso de electrólisis. En principio esto es sencillo, para la reacción del cátodo la regla es: de todas las sustancias que tienen acceso al cátodo, la que se reduce es la que tiene mayor facilidad para reducirse, por ejemplo si una solución tiene los siguientes iones, con los potenciales mostrados:

$$Zn_{(s)} \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2e^- \qquad E^\circ = -0.76\ V$$

$$Cu^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)} \qquad E^\circ = 0.34\ V$$

$$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag \qquad E^\circ = 0.8\ V$$

$$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2 \qquad E^\circ = 0\ V$$

Utilizando la regla anterior, seleccionamos la reducción de plata como la reacción del cátodo mas fácil y el producto será una placa metálica sobre la superficie del cátodo.

CORROSIÓN Y RECUBRIMIENTOS ELECTROLÍTICOS

El uso de la regla anterior es el camino para retardar la corrosión creando recubrimientos que dificulten el deterioro de los materiales.

Recordemos que los metales (salvo alguna que otra rara excepción, como los metales nobles: oro, platino, que se encuentran en estado nativo en la tierra), no existen libres en la naturaleza, se encuentran combinados con otros elementos químicos formando los minerales, como óxido, sulfuros, carbonatos, etc. Para la obtención de los metales en estado puro debemos recurrir a su separación a partir de sus minerales, lo cual supone un gasto de energía. Entonces, la fuerza conductora que causa que un metal se oxide es consecuencia de su existencia natural en forma combinada (oxidada). Para alcanzar el estado metálico a partir de su existencia en la naturaleza en forma de minerales, es necesario que el metal absorba y almacene una determinada cantidad de energía. Esta energía le permitirá posteriormente regresar a su estado original a través de un proceso de oxidación **(corrosión)**.

Conforme lo anterior, la oxidación puede describirse en primer término como una reacción de oxidación, semejante por lo tanto a cualquier oxidación química. Un metal solo puede corroerse, o sea, pasar a un estado mas oxidado, cuando sea inestable con respecto a los productos formados por su corrosión. Esta inestabilidad puede preverse en términos energéticos.

En presencia de un medio acuoso la corrosión es electroquímica, tal corrosión es un proceso espontáneo que denota la existencia de una zona anódica (que sufre la corrosión), una zona catódica y un electrolito, siendo imprescindible la presencia de estos tres elementos para que este tipo de corrosión pueda existir, se requiere además, de contacto eléctrico entre la zona anódica y la catódica.

De los recubrimientos que se utilizan para aislar el metal del medio agresivo, están los no metálicos y los metálicos.

Dentro de los primeros podemos nombrar las pinturas, barnices, lacas, resinas, grasas, ceras, etc. Dentro de los metálicos se encuentran los **recubrimientos electrolíticos**. Como la corrosión es un fenómeno espontáneo (electroquímico), se puede intentar combatirlo conectando el metal que se quiere proteger a otro metal menos activo, según la serie galvánica, a esto se le llama protección catódica, y el metal menos activo actuará como ánodo de sacrificio. La protección catódica constituye sin duda, el más importante de todos los métodos empleados para prevenir la corrosión de estructuras metálicas enterradas en el suelo o sumergidas en medios acuosos. Tanto el acero, como el cobre, plomo y bronce son algunos de los metales que pueden ser protegidos de la corrosión por este método. Las aplicaciones incluyen barcos, tuberías, tanques de almacenamiento, puentes, etc.

EVALUACIÓN

Recuerda lo que aprendiste acerca de los procesos de óxido-reducción y contesta lo siguiente:

Explica los siguientes conceptos:

106. Oxidación

____
____
____

107. Reducción.

108. Agente oxidante.

109. Agente reductor.

110. Número de oxidación.

111. Reacciones redox.

Determina el número de oxidación para cada elemento en los siguientes compuestos:

112. $KMnO_4$ ________________

113. H_2SO_3 ________________

114. $Cu(NO_3)_2$ ________________

115. Na_2CO_3 ________________

116. AgCl ________________

117. $K_2Cr_2O_7$ ________________

118. Pt ________________

119. $HClO_4$ ________________

120. $KHSO_4$ ________________

121. NiS ________________

Balancea por el método de óxido-reducción las siguientes ecuaciones:

122. $HBrO_3 + HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + Br_2 + H_2O$

123. $HNO_3 + P_4 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + NO$

124. $CuO + NH_3 \longrightarrow N_2 + Cu + H_2O$

125. $4HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$

---

126. $3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

---

127. $2Fe + 6H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$

Recuerda lo visto en el tema de estequiometría y contesta lo siguiente:

128. De la reacción: $3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + NO$

Calcula la cantidad de agua que se requiere para:

a) reaccionar con 15 g de NO_2
b) producir 26 g de HNO_3
c) producir 1400 g de NO.

---

129. Considerando la reacción: $CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3$

Calcular :

a) Kilogramos de CaO necesarios para producir 800 Kg de $CaSiO_3$
b) Kilogramos de SiO_2 necesarios para reaccionar completamente con 125 Kg de CaO.
c) Kilogramos de $CaSiO_3$ producidos por 500 Kg de CaO.

---

130. Para la reacción: $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + H_2$

Calcular:

a) Moles de hidrógeno por 7 moles de H_2O.
b) Gramos de Na necesarios para producir 54 g de NaOH.
c) Moles de H_2O necesarios para producir 5 moles de NaOH.
d) Gramos de H_2O necesarios para producir 270 g de NaOH.

De acuerdo con las características del proceso espontáneo y no espontáneo que desarrollaste, contesta las siguientes preguntas:

131. Un proceso espontáneo es aquel que se produce:

a) En ocasiones con la aplicación de energía.
b) Con la aplicación de energía.
c) Sin la aplicación de energía.
d) En ocasiones sin la aplicación de energía.

132. Es un ejemplo de proceso espontáneo:

a) Lanzamiento de un objeto.
b) Oxidación de un clavo.
c) Evaporación del agua.
d) Fundición del hierro.

133. Un proceso no espontáneo para que pueda realizarse se necesita:

a) Energía del exterior.
b) Energía del interior.
c) Energía solar.
d) Energía Química.

134. Es un ejemplo de proceso no espontáneo:

a) Disolución de la sal en agua.
b) Una gota de tinta en agua.
c) Ennegrecimiento de una fruta.
d) Comprimir el aire.

135. Si la reacción química se da espontáneamente se aprovecha por medio de :

a) Celdas Electrolíticas.
b) Celdas Electrostáticas.
c) Celdas Electroquímicas.
d) Celdas Electrónicas.

136. Si la reacción química no se da espontáneamente se aprovecha por medio de :

a) Celdas Electrolíticas.
b) Celdas Electrostáticas.
c) Celdas Electroquímicas.
d) Celdas Electrónicas.

Con respecto a las reacciones Redox elige la letra de la respuesta correcta:

137. En las reacciones redox hay transferencia de:

a) Neutrones.
b) Iones.
c) Electrones.
d) Protones.

138. Se llama oxidación cuando un elemento:

a) Pierde átomos.
b) Pierde neutrones.
c) Pierde iones.
d) Pierde electrones.

139. Se llama reducción cuando un elemento:

a) Gana átomos.
b) Gana neutrones.
c) Gana iones.
d) Gana electrones.

140. Agente reductor (responsable de la reducción) se llama al elemento que:

a) Pierde iones.
b) Pierde electrones.
c) Gana iones.
d) Gana electrones.

Con respecto a las celdas electroquímicas escribe la letra de la respuesta correcta:

141. La celda electroquímica es llamada:

a) Pila de Lorenz.
b) Pila de Daniell.
c) Pila de Dalton.
d) Pila de Rutherford.

142. A los iones positivos se les llama:

a) Aniones.
b) Cátodo.
c) Ánodo.
d) Cationes.

En los siguientes enunciados escribe sobre la línea la letra V si es verdadero o la Letra F si es falso.

143. A los iones negativos se les llama aniones.________

144. Un electrodo es un metal sumergido en una solución._______

145. El ánodo atrae a los cationes.______

146. El cátodo atrae a los cationes._____

147. En el cátodo se realiza la reducción._______

148. En el ánodo se realiza la reducción. ________

149. El voltaje estándar de la celda se mide cuando todas las concentraciones son 10 Molar._____

150. La fórmula para calcular el voltaje de la celda es $\varepsilon^o = \varepsilon^o$ ánodo – ε^o cátodo. _______

151. Entre 2 metales diferentes el de menor ε^o ocurre como oxidación y el de mayor ε^o ocurre como reducción. ______

152. Si se agrega un voltaje externo y es menor al que genera la pila electroquímica, la pila se descarga. _______

153. Si se agrega un voltaje externo y es igual al que genera la pila electroquímica, la pila está en equilibrio. _______

154. Si se agrega un voltaje externo y es mayor al que genera la pila electroquímica, la pila se descarga. _______

155. Para predecir si una reacción redox se produce o no es necesario conocer ε^{o} _______

De acuerdo con los procesos electrolíticos y la corrosión, resuelve los siguientes ejercicios:

156. Escribe en forma iónica los siguientes pares de semiceldas:

$Ca_{(s)} | Ca(NO_3)_2$ $\qquad$ $Cl_{2(g)} | MgCl_2$

157. ¿ La siguiente reacción será redox ? Si es así, represéntala en forma iónica.

$$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow MgCl_2$$

158. Escribe las semireacciones químicas que se producen en los siguientes electrodos y escribe los potenciales de reducción estándar.

$Pb | Pb^{+2}$ $\qquad$ $Cl_{2(g)} | 2Cl^{-}$

159. Escribe el potencial estándar, encuentra el potencial de la reacción neta y señala el cátodo y el ánodo para las siguientes pilas:

A)

$Ni \mid Ni^{+2}$ contra $F^{-} \mid F_2$

B)

$2Hg \mid Hg_2^{*2}$ contra $Br_2 \mid 2Br^{-}$

C)

$I_3^{-} \mid 3I^{-}$ contra $Fe^{+3} \mid Fe^{+2}$

D)

$Mg^{+2} \mid Mg$ contra $Cr^{+3} \mid Cr^{*2}$

____
____
____
____
____
____

160. Representa esquemáticamente la siguiente pila:

$Ag \mid AgNO_3$ contra $Co \mid CoCl_2$ Empleando como puente salino KNO_3

- Señala el cátodo y el ánodo
- Ajusta la reacción
- Calcula el voltaje de la pila

____
____
____
____

Considerando el tema de electrólisis, escribe sobre la línea si el enunciado es verdadero o falso.

161. La celda electrolítica es un proceso espontáneo. _____

162. En la celda electrolítica se transforma la energía eléctrica en energía química. ______

163. Cuando la concentración de NaCl es 1 Molar, se produce en el cátodo H_2 y en el ánodo O_2.______

164. Cuando la concentración de NaCl es aproximadamente 6 Molar se produce en el cátodo H_2 y en el ánodo Cl_2 _____

165. Cuando el NaCl no tiene agua se produce en el cátodo $Na_{(s)}$ y en el ánodo Cl_2 ______

A partir del tema corrosión y recubrimientos electrolíticos contesta las siguientes preguntas:

166. Describe el fenómeno de corrosión.
____
____
____

167. Describe el fenómeno de electrodepositación.
____
____
____

168. Escribe 5 factores fisicoquímicos que influyen en el proceso electrolítico.
____
____
____

COMPENDIO FASCÍCULO 3. LA INDUSTRIA PETROQUÍMICA Y FERMENTACIÓN

CAPITULO 1

LA INDUSTRIA PETROQUÍMICA: NACIMIENTO Y DESARROLLO

En 1859 se perforó el primer pozo petrolero del mundo en Estados Unidos lográndose extraer petróleo de una profundidad de 21 metros. Quienes dirigieron la perforación ayudaron a crear un mercado para el petróleo al lograr separar la querosina del mismo. Este producto sustituyó al aceite de ballena que en aquella época se utilizaba como combustible en las lámparas, cuyo consumo estaba provocando la desaparición de estos animales. Pero no fue sino hasta 1895, con la aparición de los primeros automóviles que se necesitó la gasolina, ese nuevo combustible que en los años posteriores se consumiría en grandes cantidades. En vísperas de la Primera Guerra Mundial, ya existían en el mundo más de un millón de vehículos que usaban gasolina.

En la década de 1957 a 1966 se usó casi la misma cantidad de petróleo que en los 100 años anteriores. Estas estimaciones toman en cuenta los aviones con motores de pistón. Posteriormente se desarrollaron los motores de turbina, empleados hoy como aviones comerciales, civiles y militares, esos motores usan el mismo combustible de las lámparas del siglo pasado, pero con bajo contenido de azufre y baja temperatura de congelación que se llama turbosina. Desde luego, cuando se introdujeron los aviones de turbina, el uso de la kerosina como combustible de lámpara a nivel industrial era casi nulo debido al descubrimiento de la electricidad.

Pero ¿Qué es el petróleo? Cualquiera que tenga un cierto sentido de observación puede describir el petróleo como un líquido viscoso cuyo color varía entre amarillo y pardo oscuro hasta negro, con reflejos verdes y flota en agua. Con un poco mas de amplitud, el petróleo es una mezcla de hidrocarburos.

LA REFINACIÓN DEL PETRÓLEO

Por lo general, el petróleo tal y como se extrae de los pozos no sirve como energético ya que requiere altas temperaturas para arder, pues el crudo en sí está compuesto por mas de 5 átomos de carbono, es decir hidrocarburos líquidos, por lo tanto para poder aprovecharlo como energético es necesario separarlo en sus diferentes fracciones, a este proceso se le llama **refinación**.

Para separar los componentes del petróleo hay que calentarlo. Así, a medida que sube la temperatura, los compuestos con menos átomos de carbono en sus moléculas (y que son gaseosos), se desprenderán fácilmente; después los compuestos líquidos se vaporizarán y también se separan y así sucesivamente se obtienen las diferentes fracciones.

IMPORTANCIA SOCIOECONÓMICA DE LA INDUSTRIA PETROQUÍMICA

Para darnos una idea de la magnitud económica, el siguiente cuadro muestra la importación y exportación de los productos petroquímicos de México: (las cifras están dadas en millones de dólares)

Concepto	1990	1991
Exportaciones		
Petróleo Crudo Productos Petrolíferos Productos Petroquímicos	8 899.9 811.1 235.9	7267.6 634.3 246.2
Total	9 946.9	8 148.1
Importaciones		
Gas Natural Productos Petrolíferos Productos Petroquímicos	31.0 847.1 91.9	106.0 1 042.2 105.2
Total	970.0	1 253.4

IMPACTO AMBIENTAL DE LA INDUSTRIA PETROQUÍMICA

A fin de evitar los daños sobre el ecosistema, los complejos petroquímicos deben ubicarse en áreas estratégicas y bajo estrictas medidas de control.

Los desechos producto de la industria petroquímica provocan la intoxicación de animales domésticos y silvestres, debido principalmente a la descarga masiva de gases, o bien, por ingestión de alimentos (pasto y forrajes) contaminados por compuestos aromáticos, organoclorados o metales pesados.

Los riesgos podrían minimizarse con el uso de mejores sistemas de seguridad en plantas petroquímicas, así como cuidando que éstas se instalen en áreas de baja densidad de población animal.

El problema de la contaminación generada por la industria petroquímica, ha sido el precio a pagar por todos los beneficios que reporta esta industria, sin embargo, todavía es tiempo de poner remedio a tal situación.

EVALUACIÓN

LA INDUSTRIA PETROQUÍMICA: NACIMIENTO Y DESARROLLO

INSTRUCCIONES: Contesta las siguientes preguntas:

169. ¿Qué es el Petróleo?
____
____
____

170. ¿Cuáles son los principales componentes del petróleo?
____
____
____

171, ¿Qué significa que el petróleo sea un recurso no renovable?
____
____
____

172. Menciona la importancia de la industria petroquímica.
____
____
____

LA REFINACIÓN DEL PETRÓLEO

INSTRUCCIONES: Escribe sobre la línea si cada enunciado es falso o verdadero

173. La refinación es el proceso por el cual se unen las fracciones del petróleo ______

174. El petróleo se separa en fracciones de acuerdo a los puntos de fusión de sus componentes ______

175. En la parte alta de la torre de destilación salen hidrocarburos ligeros formados por gasolina y gases combustibles _____

176. En la parte media de la torre de destilación salen gasóleo pesado y residuos _______

177. En la parte baja de la torre de destilación salen querosina y gasóleo ligero _______

178. Los hidrocarburos de mas de 20 átomos de carbono se separan en la torre de fraccionamiento al alto vacío ______

179. Los aceites lubricantes y parafinas se obtienen en la torre al alto vacío ______

180. En la torre al alto vacío no se obtienen asfaltos y combustóleo pesado ______

181. La querosina comprende de 10 a 14 átomos de carbono por molécula ______

182. Los lubricantes y parafinas comprenden de 15 a 25 átomos de carbono por molécula ______

<u>INSTRUCCIONES:</u> Señala la letra de la respuesta correcta.

183. Al separar los componentes del petróleo, en la parte media de la torre de fraccionamiento queda:

a) Querosina y gasóleo ligero.
b) Hidrocarburos ligeros.
c) Gasóleo pesado y residuos.
d) Aceites y ceras.

184. La destilación primaria se lleva a cabo a:

a) Baja presión.
b) Presión alta.
c) Presión continua.
d) Presión atmosférica.

185. Los hidrocarburos con más de 20 átomos de carbono se separan por medio de:

a) Fraccionamiento en frío.
b) Fraccionamiento moderado.
c) Fraccionamiento al alto vacío.
d) Fraccionamiento intermitente.

186. El rango de átomos de carbono por molécula que tiene la gasolina es:

a) $C_{15} – C_{23}$
b) $C_1 – C_2$
c) $C_5 – C_9$
d) Mas de 39

187. El rango de átomos de carbono por molécula que tiene el gasóleo es:

a) $C_{15} – C_{23}$
b) $C_1 – C_2$
c) $C_5 – C_9$
d) Mas de 39

188. El rango de átomos de carbono por molécula que tiene la querosina es:

a) $C_{15} – C_{23}$
b) $C_1 – C_2$
c) $C_5 – C_9$
d) $C_{10} – C_{14}$

LA INDUSTRIA PETROQUÍMICA, NACIMIENTO Y DESARROLLO

INSTRUCCIONES: Señala la letra de la respuesta correcta.

189. Se considera como el primer producto petroquímico:

a) Alcohol isopentílico.
b) Alcohol propílico.
c) Alcohol isopropílico.
d) Alcohol etílico.

190. Producto natural ahora obtenido del etileno del petróleo:

a) Alcohol isoetílico.
b) Alcohol propílico.
c) Alcohol isopropílico.
d) Alcohol etílico.

191. La materia prima en la industria del petróleo son los alquenos y aromáticos como:

a) Metileno, Propileno, Hexileno, Benceno, Tolueno, Xileno.
b) Etileno, Propileno, Butileno, Benceno, Tolueno, Xileno.
c) Acetileno, Butadieno, Benceno, Tolueno, Xileno.
d) Agua, Acetileno, Benceno, Tolueno, Xileno.

192. Además, como materia prima se utilizan productos que no se derivan del petróleo, como:

a) Azufre, negro de humo.
b) Algodón y negro de humo.
c) Calcio y negro de humo.
d) Agua y negro de humo.

193. Del Metano se obtiene:

a) Agua y amoníaco.
b) Azufre y metanol.
c) Amoníaco y metano.
d) Agua y azufre.

194. Del amoníaco (y posteriormente con Fósforo y Potasio) se obtienen productos tales como:

a) Vidrio, ceras y cremas.
b) Aerosoles y metales.
c) Plásticos, fertilizantes y fibras.
d) Cerámica, algodón y porcelana.

INSTRUCCIONES: Contesta los siguientes ejercicios.

195. Escribe 10 productos intermedios y 5 productos terminales a partir del Etileno.

____
____
____
____

196. Escribe 10 productos intermedios y 5 productos terminales a partir del Propileno.

197. Escribe 10 productos intermedios y 5 productos terminales a partir del Benceno.

198. Escribe 5 productos terminales a partir del Tolueno.

INSTRUCCIONES: Escribe algunos usos de los siguientes productos derivados del petróleo.

199. Derivados del Etileno:

a)Oxido de Etileno.

b)Etilbenceno.

200. Derivados del Propileno:

a)Alcohol Isopropílico.

b)Oxido de Propileno.

c)Cumeno.

201. Derivados del Butileno:

a)Isobuteno.

b)Butadieno.

202. Derivados del Benceno:

a)Nitrobenceno.

b)Etilbenceno. ____
____

203. Derivados del Tolueno:

a)Benzaldehído. ____
____

b)Ácido Benzoico.____
____

204. Derivados del Xileno:

a)Ácido Tereftálico. ____
____

b)Anhídrido Ftálico. ____
____

INSTRUCCIONES: Relaciona la siguiente lista de compuestos y has corresponder a la primera, segunda y tercera etapa de la producción de petroquímicos.

205. Propileno, Tolueno, Metano, Acido Acético, Butano.
____
____
____

206. Acetaldehído, Resinas Poliéster, Nitrato de Amonio.
____
____
____

207. Oxido de Etileno, Estireno, Plastificantes Poliméricos.
____
____
____

IMPORTANCIA SOCIOECONÓMICA DE LA INDUSTRIA PETROQUÍMICA

INSTRUCCIONES: Escribe sobre la línea si cada enunciado es falso o verdadero.

208. Pemex procesa 200 productos.______

209. Los productos que procesa Pemex se clasifican en básicos, secundarios y diversos.______

210. Los productos básicos pueden ser solo elaborados por la nación por conducto de PEMEX. ______

211. Para la elaboración de productos secundarios se requiere el permiso de CONDUMEX ______

212. Para la elaboración de los productos diversos puede intervenir el sector público o privado. _______

IMPACTO AMBIENTAL DE LA INDUSTRIA PETROQUÍMICA

INSTRUCCIONES: Escribe como afectan al ambiente los siguientes productos lanzados a la atmósfera en algún proceso del petróleo:

213. Dióxido de Azufre (SO_2) ____
____

214. Ozono (O_3) ____
____

215. Oxidos de Nitrógeno (NO y NO_2) ____
____

CAPITULO 2

FERMENTACIÓN: GENERALIDADES

Desde hace miles de años la humanidad ha utilizado los métodos biológicos para producir y conservar sus alimentos, al paso del tiempo también se han obtenido productos que ayudan a mejorar la salud como antibióticos y vitaminas, o productos que han proporcionado algún gusto como saborizantes y bebidas alcohólicas.

Los principios de la fermentación industrial se establecen cuando Pasteur demostró indiscutiblemente que la fermentación alcohólica era producida por levaduras. Desde ese momento, y hasta la Segunda Guerra Mundial se desarrollaron muchos procesos industriales de fermentación, tales como fermentaciones alcohólicas, producción de ácido acético, ácido láctico y ácido cítrico.

La fermentación se refirió originalmente al metabolismo anaeróbico de los compuestos orgánicos mediante microorganismos para dar lugar a productos mas simples que la materia prima. De aquí surge la interpretación, en el sentido de que es cualquier acción microbiana controlada por el hombre para obtener productos útiles.

REACCIONES GENERALES SOBRE FERMENTACIÓN

Como todos los seres vivos, los microorganismos crecen, se reproducen y segregan algunos compuestos bioquímicos de importancia para el hombre. Estas son las características en que se ha basado el uso de los microorganismos como productores de fermentaciones, que se puede representar en términos generales:

Microorganismos + Elementos Nutrientes + condiciones ambientales adecuadas ⟶ Microorganismos + CO_2 + Productos de la fermentación

FERMENTOS

Entre las miles de especies de microorganismos que efectúan uno u otro tipo de fermentación, se utilizan sólo unos cuantos debido a su alto grado de eficiencia para llevar a cabo el proceso deseado. Cada enzima es altamente específica con respecto de la sustancia o sustancias sobre las cuales actúa y de la reacción que cataliza; así, algunas cepas de *Penicillium chrysogenum* producen 100 veces mas penicilina que otras.

Una de las consideraciones mas importantes en las fermentaciones industriales es la selección del microorganismo adecuado y proveerle un medio de cultivo que contenga todos los nutrientes esenciales en las proporciones y cantidades óptimas de producción, estableciendo las condiciones fisicoquímicas necesarias para el desarrollo de la fermentación. Como resultado se obtendrá una cadena de microorganismos mayor que la inicial y diversos productos. Todas estas variables son las que interaccionan y deben optimizarse para lograr un alto rendimiento.

FERMENTACIÓN ALCOHÓLICA Y LÁCTICA

De los diferentes procesos de fermentación, se considera el caso de la glucosa como representativo para fermentar en dos de los productos mas consumidos: la fermentación alcohólica y láctica.

En todas las rutas, la glucosa se transforma en productos diferentes mediante la acción del microorganismo, el cual es llamado **fermento o enzima**. En todos los casos las reacciones son complejas, pero generalmente se simplifican de la siguiente forma:

Fermentación Alcohólica

$$\underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6} \longrightarrow \underset{\text{etanol}}{2\ CH_3 - CH_2 - OH} + \underset{\text{bióxido de carbono}}{2\ CO_2}$$

Fermentación Láctica

Primera etapa: oxidación de lactosa

Lactobacillus bulgaricus-Streptococus thermophilus

H OH H H CH₂OH O H H OH H H OH H OH O O H OH CH₂OH H

Lactosa

Segunda etapa: reducción a ácido láctico (yogurt)

$$\underset{\text{Ácido Pirúvico}}{2\ CH_3 - \overset{O}{\overset{||}{C}} - \overset{O}{\overset{||}{C}} - OH} + CO_2 \xrightarrow{+\ H_2} \underset{\text{Ácido Láctico (Yogurt)}}{CH_3 - \overset{OH}{\overset{|}{CH}} - \overset{O}{\overset{||}{C}} - OH}$$

EVALUACIÓN

FERMENTACIÓN: GENERALIDADES

INSTRUCCIONES: Escribe sobre la línea si cada enunciado es falso o verdadero.

216. La fermentación es un proceso químico. ______

217. Mediante la fermentación se transforman materiales orgánicos en estructuras moleculares: menos complejas.______

218. La fermentación que se lleva acabo en ausencia de oxígeno se denomina: aerobia _____

219. Fue el primero que mencionó que la fermentación se lleva a cabo por células vivas: Pasteur. _______

220. Las enzimas son sinónimos de fermentos._______

221. Las enzimas son moléculas del tipo proteínas conjugadas producidas por células vivas.____

222. Las enzimas no actúan como catalizadores. ______

223. El término fermentación se aplica ahora a los cambios químicos causados por microorganismos vivos.______

224. La fermentación se efectúa en un tiempo aproximado de 16 horas.______

225. El mosto es el jugo de cualquier fruta para generar alcohol. ________

REACCIONES GENERALES SOBRE FERMENTACIÓN

INSTRUCCIONES: Señala la letra de la respuesta correcta.

226. En el proceso de fermentación los azúcares se utilizan como fuente de:

a) Lípidos.
b) Carbohidratos.
c) Ácidos.
d) Enzimas.

227. La fermentación en presencia de oxígeno se denomina:

a) Alcohólica.
b) Aeróbica.
c) Alcalina.
d) Anaeróbica.

228. La sacarosa es un disacárido formado por glucosa y :

a) Celobiosa.
b) Fructosa.
c) Maltosa.
d) Pentosa.

229. En la fermentación de la sacarosa se obtiene:

a) Alcohol etílico.
b) Alcohol butílico.
c) Ácido láctico.
d) Ácido acético.

230. Se denomina inóculo a:

a) El control del pH en el proceso de fermentación.
b) Una cantidad determinada de microorganismos.
c) La solución de azúcares en agua.
d) Los componentes que aceleran el crecimiento de los microorganismos.

231. En los procesos aeróbicos además de las levaduras y bacterias están:

a) Soez.
b) Mohos.
c) Sacaros.
d) Lípidos.

INSTRUCCIONES: Contesta las siguientes preguntas.

232. Escribe el significado de los siguientes términos:

Enzima
Inóculo
Fermento
Sustrato
Levadura
Mosto
Moho
Bacteria
Microorganismo

____
____
____
____
____
____
____
____
____
____
____

233. Anota el nombre de 5 microorganismos utilizados en la fermentación.

____
____
____
____
____
____

234. Anota 5 ejemplos de materias primas utilizadas en la fermentación.

____
____
____
____

FERMENTACIÓN ALCOHOLICA

INSTRUCCIONES: Señala la letra de la respuesta correcta.

235. En la reacción $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ C_2H_5OH + 2\ CO_2$ se obtiene:

a) Alcohol metílico.
b) Alcohol etílico.
c) Alcohol propílico.
d) Alcohol butílico.

236. Entre los bacilos en los procesos aeróbicos para la fermentación acética están:

a) Lactobacilius bulgáricus.
b) Bacterium orlenense.
c) Aspergillus níger.
d) Sacchharomyces ellipsoidus.

237. Un ejemplo de levadura es el microorganismo llamado:

a) Penicillium notatum.
b) Lactobacilius bulgáricus.
c) Aspergillus níger.
d) Sacchharomyces serevisiac.

238. El azúcar que se fermenta en la fabricación de la cerveza es la:

a) Lactosa.
b) Pentosa.
c) Hexosa.
d) Sacarosa.

239. Las flores que dan aroma y sabor a la cerveza se llaman:

a) Cebada.
b) Lúpulo.
c) Levadura.
d) Malta.

240. El contenido alcohólico de la cerveza mexicana es de:

a) 2.4 %
b) 3.4%
c) 8%
d) 1.8 %

241. El proceso de la germinación de cebada se le conoce como:

a) Tamizado.
b) Madurado.
c) Tostado.
d) Malteado.

242. La carbonatación de la cerveza permite:

a) Enfriar más rápido el producto.
b) Oxidar los azúcares no fermentados.
c) Mejorar el sabor.
d) Clarificar el producto.

243. El proceso de fermentación del corazón del maguey es de tipo:

a) Acético.
b) Láctico.
c) Butírico.
d) Alcohólico.

244. El vino se obtiene industrialmente por:

a) Esterificación.
b) Sacarificación.
c) Fermentación.
d) Hidrólisis.

245. ¿Cuál de los siguientes ácidos es obtenido por la fermentación del vino?

a) Ácido butírico.
b) Ácido cítrico.
c) Ácido acético.
d) Ácido láctico.

246. La destilación del mosto destilado del grano de centeno produce:

a) Ron.
b) Vodka.
c) Brandy.
d) Ginebra.

247. Aguardiente obtenido por la fermentación del jugo de frutas:

a) Vodka.
b) Ginebra.
c) Tequila.
d) Brandy.

248. El microorganismo llamado lactobacillus se utiliza para la fermentación llamada:

a) Láctica.
b) Butírica.
c) Alcohólica.
d) Acética.

INSTRUCCIONES: Resuelve los siguientes problemas en fermentación alcohólica, para ello utiliza el procedimiento de estequiometría usado en el compendio fascículo 2 de Química III.

249. Calcular los kilogramos de etanol (alcohol) que se obtienen a partir de 50 kg. de glucosa.

Como se debe partir de la reacción:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ CH_3 - CH_2 - OH\ +\ 2\ CO_2$$

____
____
____
____

250. Calcular los kilogramos de etanol (alcohol) que se obtienen a partir de 50 kg. de Bióxido de Carbono CO_2.

Como se debe partir de la reacción:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ CH_3 - CH_2 - OH\ +\ 2\ CO_2$$

____
____
____
____

INSTRUCCIONES: Escribe sobre la línea si cada enunciado es falso o verdadero.

251. El ácido acético es una fermentación de tipo láctico. _______

252. Un azúcar fermenta en presencia de levadura para dar un producto láctico. ______

253. La materia prima para la elaboración de la cerveza es malta. _______

254. La cerveza se fermenta de 8 a 15 horas. ______

255. El aguardiente es el destilado alcohólico que se obtiene de un mosto fermentado de granos de centeno, trigo o malta._____

256. El ron es el destilado del jugo fermentado de la caña de azúcar. _____

257. El Vodka es el aguardiente obtenido por la fermentación de la papaya. ______

258. La ginebra se obtiene principalmente por la fermentación de los granos de trigo. ______

259. El brandy es el destilado alcohólico que se obtiene del mosto de la uva. _______

FERMENTACIÓN LACTICA

INSTRUCCIONES: Señala la letra de la respuesta correcta.

260. Entre los bacilos utilizados para la fermentación láctica se tiene:

a) Sacharomyces ellipsoideus.
b) Bacterium orleanese.
c) Penicillium notatum.
d) Lactobacilius delbrueckii.

261. La elaboración de yoghurt es un ejemplo de fermentación:

a) Láctica.
b) Alcohólica.
c) Acética.
d) Cetónica.

INSTRUCCIONES: Contesta las siguientes preguntas.

262. ¿Qué microorganismo permite la producción de la leche búlgara?
____

263. Explica brevemente el mecanismo que permite la fabricación del yoghurt
____

264. ¿Que es la pasteurización?
____

265. Completa la siguiente tabla:

Producto	Materia prima	Sustrato	Compuesto Formado	Microorganismo
Vino				
Cerveza				
Whisky				
Aguardiente				
Ron				
Acido Láctico				
Penicilina				
Queso				

INSTRUCCIONES: Resuelve los siguientes problemas en fermentación alcohólica, para ello utiliza el procedimiento de estequiometría usado en el compendio fascículo 2 de Química III.

266. Calcular los kilogramos de queso que se obtienen a partir de 50 kg. de glucosa a partir de la reacción:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ CH_3-\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}-COOH + 44\ kJ$$

267. Calcular los kilogramos de queso que se obtienen a partir de 50 kg. de glucosa a partir de la reacción:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ CH_3-\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}-COOH + 44\ kJ$$

268. Calcular los kilogramos de queso que se obtienen a partir de 50 kg. de glucosa a partir de la reacción:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ CH_3-\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}-COOH + 44\ kJ$$

IV. HOJA DE COTEJO DE LA EVALUACIÓN

Verifica tus respuestas con las que aquí se te presentan, con una breve retroalimentación.

1. Proceso mediante el cual una o más sustancias, llamadas reactivos, se transforman en una o más sustancias llamadas productos.

2. Es la forma simbólica, cualitativa y cuantitativa de expresar un fenómeno con apego a la ley de la conservación de la materia.

3. Sustancias iniciales que intervienen en la reacción química.

4. Sustancias que se obtienen al final de una reacción química.

5. Porqué el número y clase de átomos presentes en los reactivos en una reacción química son los mismos que los que se encuentran en los productos, y así cumplir con la ley de la conservación de la materia.

6. $Mg_{(s)} + 2\ H_2O_{(l)} \longrightarrow Mg(OH)_{2\ (s)} + H_{2\ (g)}$

7. $Fe_{(s)} + 6HCl_{(ac)} \longrightarrow 2FeCl_{3\ (ac)} + 3H_{2\ (g)}$

8. $CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2\ (ac)}$

9. $2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2KOH_{(ac)} + H_{2\ (g)}$

10. $Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2\ (s)} + H_{2\ (g)} \uparrow$

11. Un mol de cloruro de magnesio acuoso reacciona con 2 moles de nitrato de plata acuoso, para producir una mol de nitrato de magnesio acuoso, más dos moles de cloruro de plata sólido.

12. Dos moles de óxido de nitrógeno (II) gaseoso se descomponen en una mol de nitrógeno gaseoso, más una mol de oxígeno gaseoso, más 43.2 kilocalorías.

13. Una mol de bromuro de zinc sólido reacciona con dos moles de ácido clorhídrico líquido, para producir una mol de cloruro de zinc sólido, más dos moles de ácido bromhídrico líquido.

14. Dos moles de sodio sólido, más dos moles de agua líquida, producen dos moles de Hidróxido de sodio sólido, más una mol de hidrógeno gaseoso que se desprende.

15. Reacciones de combinación o síntesis
Reacciones de descomposición o análisis.
Reacciones de sustitución o desplazamiento sencillo.
Reacciones de sustitución doble.
Reacciones de combustión.

16. Síntesis.

17. Sustitución simple

18. Descomposición.

19. Síntesis.

20. Sustitución doble.

21. Es la energía transferida desde un objeto que se encuentra a mayor temperatura hacia otro a menor temperatura.

22. Es una reacción química que absorbe energía.

23. Es una reacción química que libera energía.

24. Es el contenido de calor a presión constante.

25. Es el calor que se absorbe o se emite durante la formación de un mol de un compuesto determinado.

26. Es el calor que se absorbe o se emite al efectuarse una reacción química.

27. En Kcal o KJ.

28. Durante un cambio químico, la energía no se crea ni se destruye, sólo cambia de una forma a otra.

29. La energía inicial que activa las moléculas de los reactivos para iniciar la reacción.

30. Es una medida del grado de desorden, se representa con la letra S.

31. A diferencia de la energía, la entropía no se conserva más bien tiene tendencia a aumentar.

32. Del equilibrio entre los factores energéticos y de entropía.

33. $\Delta H_R = \Sigma\Delta H°_f$ productos – $\Sigma\Delta H°_f$ reactivos.

34. $\Delta H_R = -39.23$ Kcal exotérmica.

35. $\Delta H_R = -69.01$ Kcal exotérmica.

36. $\Delta H_R = -12.04$ Kcal exotérmica.

37. $\Delta H_R = 42.5$ Kcal endotérmica.

38. $\Delta H_R = 23.1$ Kcal endotérmica.

39. De la velocidad a la que ocurren las reacciones y de los factores que afectan dicha velocidad.

40. La teoría de las colisiones.

41. a) Cuándo las moléculas poseen la mínima cantidad energética llamada energía de activación.
    b) La colisión que se efectúa sigue una orientación adecuada.

42. -La naturaleza de los reactivos.
-Superficie de contacto.
-Concentración de los reactivos.
-Temperatura.
-Catalizadores.

43. Cuando el catalizador (inhibidor) disminuye la velocidad de la reacción.

44. Cuando sucede en dos direcciones, de los reactivos a los productos, pero también de los productos a los reactivos.

45. Cuando las reacciones en ambas direcciones ocurren a la misma velocidad.

46. Qué la velocidad de una reacción química es directamente proporcional al producto de las concentraciones molares de las sustancias reactantes elevadas a un exponente igual a los coeficientes de la ecuación balanceada.

47. Si un sistema en equilibrio modifica sus condiciones debido a una perturbación externa; entonces el mismo sistema se desplaza para reducir dicha alteración.

48. -Concentración.
-Temperatura.
-Presión.

49. Los catalizadores no alteran el equilibrio químico ya que, independientemente del tipo de catalizador que se utilice, las velocidades de reacción directa e inversa son iguales.

50. C.
51. D
52. E
53. A
54. B

55. Keq = $\frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2[O_2]}$

56. Keq = $\frac{[Fe_3O_4]\,[H_2]^4}{[H_2O]^4[Fe]^3}$

57. Keq = $\frac{[NH_3]\,[HCl]}{[NH_4Cl]}$

58. Keq = $\frac{[CO]\,[Br_2]}{[COBr_2]}$

59. Keq = $\frac{[AgCl]^2}{[Ag]^2[Cl_2]}$

60. a) El equilibrio se desplaza hacia los productos.
    b) El equilibrio se desplaza hacia los reactivos.
    c) El equilibrio se desplaza hacia los productos.

61. La cantidad de volúmenes, tanto de reactantes como de productos es la misma, por lo cual, no habiendo cambio de volúmenes, el incremento de la presión no tendrá ningún efecto.

62. Como en ésta reacción se requiere calor para que se formen los productos, entonces cualquier adición de calor, hará que se aumente la temperatura, por lo que se favorecen los productos.

63. **Ácidos**: sabor agrio, producen efervescencia al ponerse en contacto con los metales, cambian el color de ciertos extractos vegetales, reaccionan con las bases.

    Bases: tienen sabor amargo, son resbalosas al tacto, cambian a otra coloración los indicadores, reaccionan con los ácidos.

64. D
65. F
66. E
67. B
68. A
69. C

70. El HNO_3 es el ácido y el $Ca(OH)_2$ es la base.

71. El ácido nítrico en solución acuosa libera un H^+ y, por lo tanto, dona un protón, el hidróxido de calcio en solución acuosa libera OH^-. También dona un par de electrones para formar un enlace con el hidrógeno y formar agua.

72. Expresa la concentración de iones H_3O^+ en solución acuosa.

73. ácido
74. ácido
75. neutro
76. base
77. base

78. pH = 5
79. pH = 12
80. pH = 4
81. pH = 8

82. $[H_3O^+] = 1x10^{-5}$
83. $[H_3O^+] = 1x10^{-6}$

84. $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

85. $HNO_3 + KOH \longrightarrow KNO_3 + H_2O$

86. $H_2SO_4 + KOH \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O$

87. $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$

88. 0.52 M
89. 6.25 M
90. 0.3 M
91. 0.375 M

92. CO, CO_2, SO_2, NO, NO_2, hidrocarburos y partículas suspendidas.

93. Ozono (O_3) y aldehídos como CH_2O.

94. En la atmósfera.

95. $CO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2CO_{3\,(ac)}$

96. $SO_{3\,(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{4\,(ac)}$

97. $NO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow HNO_{3\,(ac)} + NO_{(g)}$

98. Las estructuras metálicas se corroen, los artefactos de nylon se rompen, el suelo se desmineraliza, la fotosíntesis se vuelve más lenta, etc.

99. Buscar fuentes alternativas de energía, incrementar el transporte masivo, reducir el consumo de combustibles fósiles etc.

100. Smog fotoquímico y smog industrial.

101. En las capas inferiores de la atmósfera el ozono es dañino, porque produce irritación de los ojos y el aparato respiratorio, provoca tos, etc.

102. El aspecto turbio, mal olor o sabor, con bacterias patógenas.

103. Crecimiento de las poblaciones, contaminación atmosférica, tiraderos de desechos tóxicos y el uso de pesticidas.

104. Productos de desecho de minería, pesticidas, sustancias químicas sintetizadas, desechos orgánicos de drenaje doméstico, desechos radiactivos, etc.

105. Porque contiene plomo que puede ingerirse en los alimentos o bebidas.

106. Reacción en la que un elemento pierde electrones.

107. Reacción en la que un elemento gana uno o más electrones.

108. Es el elemento que se reduce y oxida a otro elemento al extraer sus electrones.

109. Es el elemento que se oxida y reduce a otro elemento al cederle electrones.

110. Número entero que se asigna a cada elemento presente en un compuesto, con la idea de comparar su ambiente electrónico con el mismo elemento en estado libre.

111. Reacción química que implica un intercambio de electrones entre dos sustencias.

112. $K^{1+}\ Mn^{7+}\ O_4^{2-}$

113. $H_2^{1+}\ S^{6+}\ O_4^{2-}$

114. Cu^{2+} $(N^{5+}$ $O_3^{2-})$

115. Na_2^{1+} C^{4+} O_3^{2-}

116. Ag^{1+} Cl^{1-}

117. K_2^{1+} Cr_2^{6+} O_7^{2-}

118. Pt^0

119. H^{1+} Cl^{7+} O_4^{2-}

120. K^{1+} H^{1+} S^{6+} O_4^{2-}

121. Ni^{2+} S^{2-}

122. $2HBrO_3 + 5HNO_2 \longrightarrow 5HNO_3 + Br_2 + H_2O$

123. $20HNO_3 + 3P_4 + 8H_2O \longrightarrow 12H_3PO_4 + 20NO$

124. $3CuO + 2NH_3 \longrightarrow N_2 + 3Cu + 3H_2O$

125. $4HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$

126. $3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

127. $2Fe + 6H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_4 + 6H_2O$

128. a) 1.95g
b) 3.71g
c) 840g

129. a) 386.2Kg
b) 133.9Kg
c) 1035.7Kg

130. a) 3.5mol
b) 31.05g
c) 5 mol
d) 121.5g

131. B
132. B
133. A
134. A
135. C
136. A
137. C
138. D
139. D
140. D
141. B
142. B

143. V
144. V
145. V
146. F
147. V
148 F
149. F
150. V
151. V
152. V
153. V
154. F
155. V

156. Ca | Ca^{2+} Cl_2^0 | Cl_2^{1-}

157. $Mg^0_{(S)}$ + $Cl_2{}^0{}_{(g)}$ ⟶ Mg^{2+} Cl_2^{1-}

Mg^0 ⇌ Mg^{2+}

Cl_2^0 ⇌ Cl_2^{1-}

158. Pb + $Cl_{2(g)}$ ⟶ $2Pb^{1+}$ Cl_{2-}^{1}

Pb^0 ⟶ $2Pb^{2+}$ oxidación E^0 -0.126v

$Cl2^0$ ⟶ $2Cl^{1-}$ reducción E^0 -1.359v

159. A) Ni^0 ⟶ Ni^{2+} oxida E^0v= –2.52
ánodo

F^- ⟶ F_2^0 reduce E^0v= 2.87
cátodo

B) 2Hg0 ⟶ Hg22+ oxida E^0v= 0.79
ánodo

Br^0 ⟶ $2Br^-$ reduce E^0v= 1.06
cátodo

C) I_3^- ⟶ $3I^-$ oxida E^0v= 0.54
ánodo

Fe^{3+} ⟶ Fe^{2+} reduce E^0v= 0.77
cátodo

D) $Mg^{2+} \longrightarrow Mg^{0}$ reduce $E^{0}v= -2.37$
cátodo

$Cr^{3+} \longrightarrow Cr^{2}$ oxida $E^{0}v= -0.41$
ánodo

160. $Ag^{0} \longrightarrow Al^{1+}$ $E^{0}v= 0.22$ cátodo reduce
$Co^{0} \longrightarrow Co^{2+}$ $E^{0}v= -2.77$ oxida ánodo

E^{0} celda = E^{0} cátodo - E^{0} ánodo
E^{0} celda = 0.22 -(-2.77)
E^{0} celda = 2.99

161. F
162. V
163. V
164. V
165. F

166. Es el proceso por el cual los metales absorven y almacenan energía para regresar a su estado original.

167. Es un fenómeno de electrolisis donde el objeto que se va a reducir actúa como cátodo.

168. 1)Densidad de corriente.
2)PH del baño.
3)Densidad.
4)Viscosidad.
5)Tensión superficial
6)Temperatura.

169. Es una mezcla de hidrocarburos.
170. Carbono e Hidrógeno.
171. Es decir no se regenera.
172. Se encarga de la manufactura de las materias primas extraídas del petróleo que satisfacen las necesidades del ser humano.

173. F
174. F
175. V
176. F
177. F
178. V
179. F
180. V
181. V
182. F

183. A
184. D
185. C
186. C
187. A

188. D
189. C
190. D
191. B
192. A
193. C
194. C

195. 1)Ácido acético.
2)Etilenglicol
3)Polietileno.
4)Etilbenceno.
5)Cloruro de etilo.
6)Cloruro de vinilo.
7)Dicroruro de etileno.
8)Acetaldehído.
9)Anhídrido acético.
10)Poliestireno.
11)Anticongelante.
12)D.D.T.
13)Tela Rayón.
14)Plásticos.
15)Plásticos P.V.C.

196.

Productos Intermedios		Productos Terminales
Acetona	Caprolaciama	Rayón
Fenol	Anhídrido acético	Nylon
Cloruro	Acetato de celulosa	Resinas fenolicas
Dodecil benceno	Aldehídos butirícos	Detergentes
Butanales	Tetrámero de propileno	Glicerina

197.

Productos Intermedios		Productos Terminales
Clorobenceno	Etileno	Insecticidas
Anilina	Etil benceno	Colorantes
Fenol	Profeno	Productos farmacéuticos
Nitrobenceno	Cloruro de acetileno	Perfumes
Bencidina	Fenilmetano	Plásticos y hules

198. Metano
Xileno
Tolueno
Ácido benzoico
Ácido butánico

199. a)El oxido de etileno se utiliza para madurar frutas, herbicida y fumigante.
b)El etilbenceno se utiliza para preparar estireno y producir plásticos.

200 a)El alcohol isopropílico se utiliza en medicamentos y como disolvente en la industria.
b)El oxido de propileno se utiliza como disolvente, fumigante y conservador.
c)El cumeno es un intermedio en la síntesis del fenol y acetona.

201. a)Del isobuteno se obtiene el metil, terbutil, eter, que se utiliza para aumentar el octanaje en la gasolina.
b)El butadieno se utiliza en la industria de los hules y de resina sintética y en la fabricación de nylon.

202. a)El nitrobenceno se utiliza para producir anilina y esta a su vez en colorantes.
b)El etilbenceno se utiliza en la producción de estireno y éste en plásticos.

203. a)El benzaldehído se utiliza como disolvente de resinas y de esteres, como ingredientes de saborisantes y prefumes.
b)El ácido benzoico se utiliza para pastas dentríficas y como intermedio en plastificantes y resinas.

204. a)El polietientereftálico que se utiliza en la industria textil como sustituto del algodón.
b)El ftálico se utiliza en resinas, medicinas y pigmentos.

205. Propileno segunda etapa.
Tolueno primera etapa.
Metano segunda etapa.
Ácido acético tercera etapa.
Butano primera etapa.

206. Acetaldehído segunda etapa.
Resinas poliéster primera etapa.
Nitrato de amonio segunda etapa.

207. Oxido de etileno segunda etapa.
Estireno primera etapa.
Plastificantes poliméricos tercera etapa.

208. F
209. F
210. V
211. F
212. V

213. Produce la lluvia ácida.
214. Daña la capa de la atmósfera.
215. Produce la lluvia ácida.

216. F
217. F
218. F
219. F
220. V
221. V
222. F
223. F
224. V
225. F

226. B
227. B
228. B
229. B

230. B
231. B

232. Enzima: sustancia que acelera las reacciones de fermentación.
Inóculo: cantidad de microorganismos que sirven de iniciadores a la fermentación.
Fermento: microorganismos apropiados para realizar la fermentación en poco tiempo.
Sustrato: cuando la fermentación se lleva a cabo sobre carbohidratos.
Levadura: bacterias y mohos que producen alcohol.
Mosto: mezcla fuente de carbohidratos como azúcar, fosfato, nitrógeno y sales inorgánicas.
Moho: microorganismos que se utilizan para elaborar ácido cítrico
Bacteria: microorganismos que contaminan la fermentación.
Microorganismos: nombre genérico que se le da a los organismos microscópicos.

233. Penicillium chrysogenum-alcoholes.
Saccharomyces cerevisias.
Saccharomyces ellipsoideus.
Schizosaccharomyces pombe.
Saccharomyces ellipsoideus.

234. Malta (cebada germinada)-Centeno.
Uva fresca.
Manzana fresca.
Aguamiel.
Jugo de tuna.

235. B
236. C
237. D
238 C
239. D
240. B
241. C
242. C
243. D
244. C
245. A
246. B
247. D
248. A

249. 25.55Kg.
250. 15.55Kg.

251. F
252. F
253. F
254. F
255. F
256. V
257. F
258. F
259. V

260. D

261. A

262. Lactobacilos.
263. El lactobacillus bulgaricus se calienta a 84-85°C durante 15 minutos, se une con la leche, se envasa durante 7 horas, enfría a 10°C y se agrega fruta.

264. Es el proceso por el cual se eliminan microorganismos contaminantes.

265.

Producto	Materia prima	Sustrato
Vino	Uva, fresa	Mosto de uva
Cerveza	Malta	Lúpulo
Whisky	Malta	----------
Aguardiente	Vegetales frescos	Mosto de frutas
Ron	Caña de azúcar	Fermentación alcoholica
Ácido Láctico	Leche	Lactobacillos
Queso	Leche	Lactobacillos

266. 49.99Kg
267. 25Kg
268. 4.986Kg

ANEXO A

FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE
Na_2O	Óxido de sodio	MgO	Óxido de magnesio
Al_2O_3	Óxido de aluminio	HgO	Óxido de mercurio (II)
FeO	Óxido de hierro II	Fe_2O_3	Óxido de hierro III
CuO	Óxido de cobre II	ZnO	Óxido de zinc
CaO	Óxido de calcio	CO_2	Óxido de carbono IV
CO	Monóxido de carbono	NO	Monóxido de nitrógeno
NO_2	Dióxido de nitrógeno	SO_2	Dióxido de azufre
SO_3	Trióxido de azufre	HCl	Ácido clorhídrico
HBr	Ácido bromhídrico	HF	Ácido fluorhídrico
HI	Ácido yodhídrico	H_2S	Ácido sulfhídrico
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	HNO_3	Ácido nítrico
H_2O	Agua	CH_3COOH	Ácido acético
$NaCl$	Cloruro de sodio	$MgCl_2$	Cloruro de magnesio
$FeCl_3$	Cloruro de hierro III	$FeCl_2$	Cloruro de hierro II
NaF	Fluoruro de sodio	$CaBr_2$	Bromuro de calcio
MgI_2	Yoduro de magnesio	FeS	Sulfuro de hierro II
Fe_2S_3	Sulfuro de hierro III	$ZnBr_2$	Bromuro de zinc
$ZnCl_2$	Cloruro de zinc	$AgCl$	Cloruro de plata
$Na(OH)$	Hidróxido de sodio	$Al(OH)_3$	Hidróxido de aluminio
$Ca(OH)_2$	Hidróxido de calcio	KOH	Hidróxido de potasio

V. EVALUACIÓN MUESTRA



COLEGIO DE BACHILLERES
COORDINACIÓN DE ADMINISTRACIÓN ESCOLAR Y DEL SISTEMA ABIERTO

EVALUACIÓN FINAL

GLOBAL

MODELO: A

ASIGNATURA: QUÍMICA III

SEMESTRE: TERCERO

CLAVE: EVALUACIÓN MUESTRA

DEPARTAMENTO DE EVALUACIÓN

INSTRUCCIONES GENERALES

Este cuadernillo contiene reactivos que al resolverlos te preparan para la evaluación final de acreditación, de la asignatura.

Antes que inicies la resolución de esta evaluación, es conveniente que sigas estas recomendaciones:

I. Este cuadernillo debe servirte **ÚNICAMENTE** para leer los reactivos, por ello no hagas **NINGUNA** anotación en él.

II. Realiza una lectura general de todas las instrucciones para que puedas organizar tu trabajo.

III. Además del cuadernillo, se incluye una **HOJA DE RESPUESTAS** en la que debes anotar, primero tus datos personales (nombre, matrícula, centro) y de la asignatura (clave, número de fascículo o global), así como las respuestas.

IV. **La HOJA DE RESPUESTAS** presenta en cada una de las preguntas siete opciones posibles:

1	A	B	C	D	E	V	F
2	A	B	C	D	E	V	F

La forma de contestarla deberá ser la siguiente:

* En los casos en que se te presenten preguntas de **OPCIÓN MÚLTIPLE** o de **RELACIÓN DE COLUMNAS** sólo rellenarás con lápiz del No. 2 ó 2 ½ una de las opciones, por ejemplo:

2. Es elevarse de los casos o fenómenos específicos a conceptos o enunciados más amplios que los abarquen o los expliquen.

a) Introducción.
b) Generalización.
c) Ejemplificación.
d) Desarrollo de la teoría.
e) Planteamiento del problema.

1	A	B	C	D	E	V	F
2	A	B	C	D	E	V	F

Relaciona las dos columnas e indica en tu hoja de respuestas la letra que señala el nombre de cada una de las expresiones algebráicas que aparecen del lado izquierdo.

3. $3x^4 - 3x^2$
4. $16x^4 - 12x^3 + 17x$
5. $32xy - 5x^2 + 6x - 13$

a) Monomio.
b) Binomio.
c) Trinomio.
d) Polinomio.

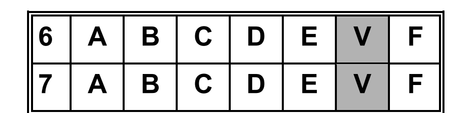
3	A	B	C	D	E	V	F
4	A	B	C	D	E	V	F
5	A	B	C	D	E	V	F

* En el caso que se te presenten reactivos de **VERDAD "V" y FALSO "F",** sólo rellenarás con lápiz del No. 2 ó 2 ½ una de las opciones de **"V" o "F",** por ejemplo:

El compendio fascículo 1 de Química **III** aborda los conceptos de fermentación y sus aplicaciones, con respecto a la caracterización de las fermentaciones; marca la letra **"V"** si es **VERDADERA** o la letra **"F" si es FALSA**, cada una de las siguientes aseveraciones.

6. La fermentación láctica es un proceso que se realiza en ausencia de oxígeno.

7. En un proceso fermentativo se libera energía que en su mayoría se desprende como calor.



6	A	B	C	D	E	V	F
7	A	B	C	D	E	V	F

V. Asegúrate de que el número del reactivo que contestas corresponda al mismo número en la hoja de respuestas.

QUIMICA III
EVALUACION GLOBAL.

COMPENDIO FASICULO I

Instrucciones: En las siguientes preguntas elige la opción que indique la respuesta correcta.

1. Determina el coeficiente para el **CO_2** en la siguiente reacción.

$C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

a) 2
b) 1
c) 4
d) 3

2. Determina el coeficiente para el compuesto **CH_3 - CH_2 - OH** en la siguiente reacción.

$CH_3 - CH_2 - OH + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

a) 1
b) 3
c) 2
d) 6

Anota la letra V si es verdadera o la letra F si es falso el siguiente planteamiento.

3. La ley de la conservación de la energía indica que la energía de los reactivos de una reacción se conserva en los productos.

4. La velocidad de una reacción puede ser afectada por factores como naturaleza de reactivos, concentración y :

a) Constante de equilibrio.
b) Catalizador .
c) Orientación.
d) Energía

5. De acuerdo con Arrhenius, la presencia de agua implica la formación de iones.

a) Verdadero.
b) Falso.

6. De acuerdo con la teoría de Bröusted-Lowry, una base es un aceptor de electrones.

a) Verdadero.
b) Falso.

7. Lewis establece que una base es un donador de :

a) Electrones.
b) Neutrones.
c) Protones.
d) Atomos.

8. La expresión -log (H_3O^+) se conoce como producto iónico y define al pH.

a) Verdadero.
b) Falso.

9. Un antiácido para que tenga efecto debe tener un pH menor que 7.

a) Verdadero.
b) Falso.

10. Si se tiene 0.2 moles de $H_3\ PO_4$ (ácido fosfórico) y los titulamos con KOH (hidrógeno de potasio).

$$H_3\ PO_4 + 3\ KOH \longrightarrow K_3\ PO_4 + 3H_2\ O$$

¿Cuántos moles de KOH se requiere para neutralizar el primero y producir el fosfato de potasio ($K_3\ PO_4$)?

a) 0.2 moles
b) 0.6 moles
c) 0.4 moles
d) 0.18 moles

COMPENDIO FASCICULO 2

11. En base a los estudios de Lavoisier el aire es una mezcla en donde se encuentra presente el oxígeno.

a) Verdadero
b) Falso

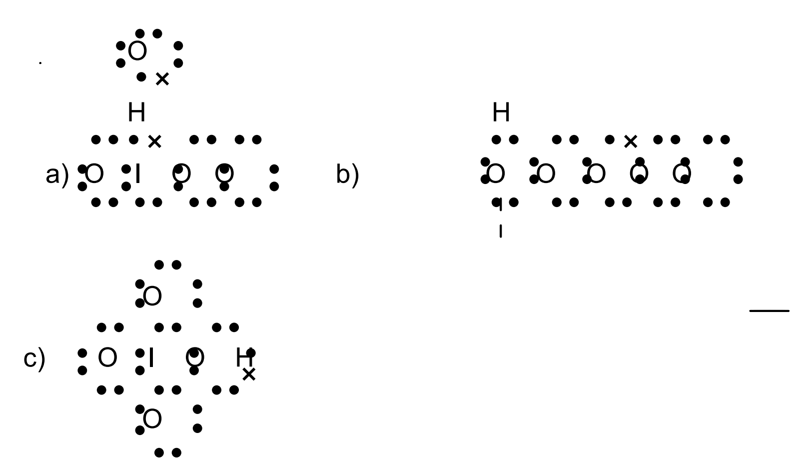
12. ¿Cuántos electrones tiene el oxígeno en el nivel de valencia?

a) 3
b) 6
c) 12
d) 16

13. Cuando un elemento en una reacción pierde electrones sufre un proceso de:

a) Combustión.
b) Oxidación.
c) Formación.
d) Reducción.

14. De acuerdo con el número de electrones ganados o perdidos de los elementos participantes en el (HIO_4). ¿Cuál de las siguientes opciones representa la estructura de Lewis del HIO_4?



15. ¿Cuál es el número de oxidación del H (Hidrogeno) en el **$(NH_4)_2CO_3$**?

H (hidrógeno)

a) 4^+
b) 3^+
c) 1^+
d) 2^-
e) 3^-

16. Al balancear la ecuación $HI + MnO_2 \longrightarrow MnI_2 + H_2O + I_2$ ¿cuál es el coeficiente de H_2O(agua)?

a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

17. En los procesos óxido-reducción, la cuantificación es de gran importancia, si se requiere preparar ácido nítrico se efectúan las siguientes reacciones:
Las masas atómicas de H, N y O son de 1.00, 14.00 y 15.99 u.m.a. respectivamente.

$$N_2 + 2O_2 \longrightarrow 2NO_2$$
$$2NO_2 + 2H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + H_2$$

¿Cuál sería la cantidad en gramos de Nitrógeno (N) gaseoso necesario para preparar 2kg. de ácido nítrico?

a) 280.00g
b) 125.94g
c) 441.15g
d) 768.54g

En las siguientes cuestiones anota la letra V si es verdadera o la letra F si es falsa.

18. Una de las formas de aprovechar la energía de las reacciones espontáneas, es por medio de las celdas electroquímicas.

19. Si un elemento al reaccionar gana electrones este se reduce.

20. Con respecto a la dirección en que ocurren las reacciones redox observa el siguiente par de semirreacciones que ocurren en disolución ácida a 25°C:

E°,V
Ag^{+2} + le^{-} = Ag^{+} 1.98
Fe^{+3} + le^{-} = Fe^{+2} 0.77

Si las disoluciones anteriores se mezclan, ¿cuál de los dos elementos es el oxidante?

a) se oxida el hierro.
b) se oxida la plata.
c) se reduce el hierro

COMPENDIO FASCICULO 3

21. **En las siguientes semirreacciones anota la letra C si se oxida o la letra D si se reduce el elemento.**

Br_2 + $2e^{-}$ $\longrightarrow$ $2Br^{-}$ (D)

22. Cuando el motor de un automóvil funciona se produce una diferencia de potencial que cuando se aplica al acumulador se invierte el sentido de la corriente.

23. La industria petroquímica básica se encarga de la primera transformación química de los productos y subproductos de la refinación del petróleo.

24. Algunos productos como el anticongelante el DDT, son derivados de:

a) Propileno.
b) Benceno.
c) Etileno.
d) Metano.

25. El Nylon 6, la glicerina y algunos detergentes son derivados de :

a) Propileno.
b) Benceno.
c) Etileno.
d) Metano.

En las siguientes cuestiones anota la letra V si es verdaera o la tera F si es falsa.

26. La fermentación láctica es un proceso independiente de la presencia o ausencia de oxígeno.

27. La fermentación láctica es un proceso independiente de la presencia o ausencia de oxígeno.

28. La pasteurización es el proceso de eliminación de micro-organismos con fines de conservación en el cual se calienta por debajo de su punto de ebullición , y luego se enfría rápidamente.

29. El bióxido de carbono es un subproducto de la fermentación alcohólica cuando hay contaminación con acetobacter.

30. Los microorganismos empleados en la fermentación láctica se denominan:

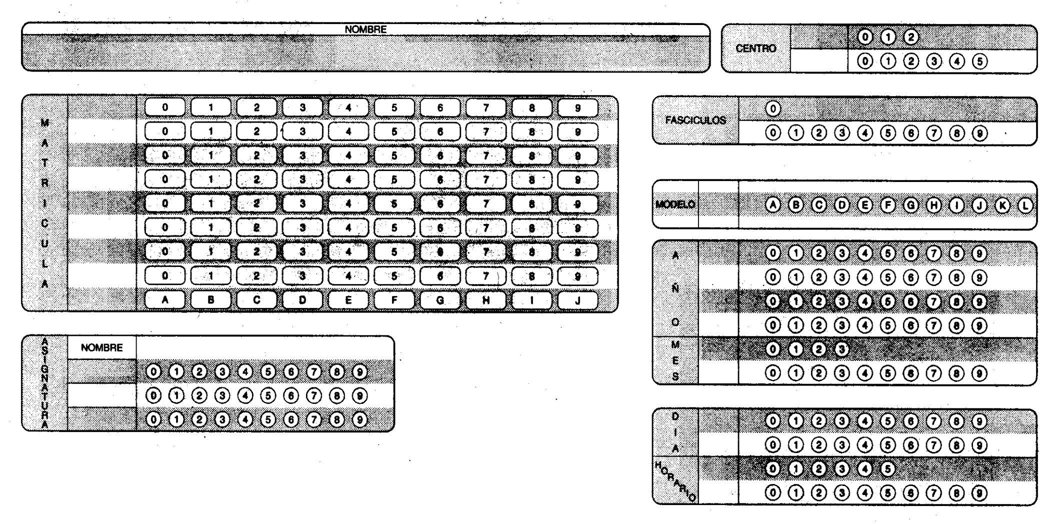
a) Acido acético.
b) Acido Láctico.
c) Lactobacilos.
d) Levaduras.

5.1 HOJA DE RESPUESTA.



COORDINACION DEL SISTEMA
DE ENSEÑANZA ABIERTA

HOJA DE RESPUESTAS

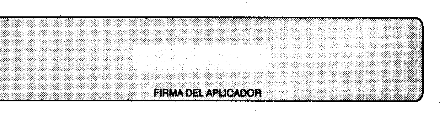


INSTRUCCIONES

1.- ES RESPONSABILIDAD DEL ESTUDIANTE EL LLENADO Y MANEJO CORRECTO DE ESTA HOJA DE RESPUESTAS.
2.- UTILICE UNICAMENTE LAPIZ DEL No. 2 ó 2 1/2.
3.- ANTES DE CONTESTAR VERIFICA QUE EL NUMERO DE RESPUESTAS DEL CUADERNILLO, CORRESPONDA EN LA ZONA DE RESPUESTAS.
4.- PARA CADA UNA DE LAS PREGUNTAS DE LAS EVALUACIONES SELECCIONAR SOLAMENTE UNA RESPUESTA, LLENA COMPLETAMENTE EL CIRCULO QUE CORRESPONDA A LA LETRA DE LA RESPUESTA SELECCIONADA.
5.- EN CASO DE ERROR O DUDA EN EL MANEJO DE ESTA HOJA DE RESPUESTAS, CONSULTA AL APLICADOR DE LA EVALUACION.
6.- AL TERMINAR TU EVALUACION FIRMA EN EL LUGAR QUE SE INDICA AL PIE DE LA HOJA.
7.- ESTA HOJA NO ES VALIDA SIN LA FIRMA DEL ESTUDIANTE.

1 A B C D E V F	2 A B C D E V F	3 A B C D E V F	4 A B C D E V F	5 A B C D E V F
6 A B C D E V F	7 A B C D E V F	8 A B C D E V F	9 A B C D E V F	10 A B C D E V F
11 A B C D E V F	12 A B C D E V F	13 A B C D E V F	14 A B C D E V F	15 A B C D E V F
16 A B C D E V F	17 A B C D E V F	18 A B C D E V F	19 A B C D E V F	20 A B C D E V F
21 A B C D E V F	22 A B C D E V F	23 A B C D E V F	24 A B C D E V F	25 A B C D E V F
26 A B C D E V F	27 A B C D E V F	28 A B C D E V F	29 A B C D E V F	30 A B C D E V F
31 A B C D E V F	32 A B C D E V F	33 A B C D E V F	34 A B C D E V F	35 A B C D E V F
36 A B C D E V F	37 A B C D E V F	38 A B C D E V F	39 A B C D E V F	40 A B C D E V F
41 A B C D E V F	42 A B C D E V F	43 A B C D E V F	44 A B C D E V F	45 A B C D E V F
46 A B C D E V F	47 A B C D E V F	48 A B C D E V F	49 A B C D E V F	50 A B C D E V F
51 A B C D E V F	52 A B C D E V F	53 A B C D E V F	54 A B C D E V F	55 A B C D E V F
56 A B C D E V F	57 A B C D E V F	58 A B C D E V F	59 A B C D E V F	60 A B C D E V F
61 A B C D E V F	62 A B C D E V F	63 A B C D E V F	64 A B C D E V F	65 A B C D E V F
66 A B C D E V F	67 A B C D E V F	68 A B C D E V F	69 A B C D E V F	70 A B C D E V F
71 A B C D E V F	72 A B C D E V F	73 A B C D E V F	74 A B C D E V F	75 A B C D E V F
76 A B C D E V F	77 A B C D E V F	78 A B C D E V F	79 A B C D E V F	80 A B C D E V F
81 A B C D E V F	82 A B C D E V F	83 A B C D E V F	84 A B C D E V F	85 A B C D E V F
86 A B C D E V F	87 A B C D E V F	88 A B C D E V F	89 A B C D E V F	90 A B C D E V F
91 A B C D E V F	92 A B C D E V F	93 A B C D E V F	94 A B C D E V F	95 A B C D E V F
96 A B C D E V F	97 A B C D E V F	98 A B C D E V F	99 A B C D E V F	100 A B C D E V F





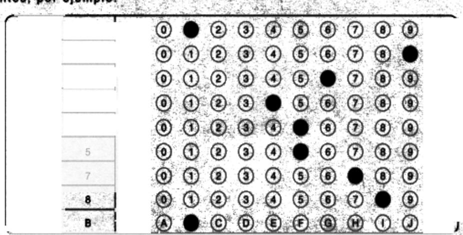
INSTRUCCIONES DE LLENADO

1.- En el espacio de nombre, deberás anotarlo iniciando con el apellido paterno, apellido materno y nombre(s) completos.

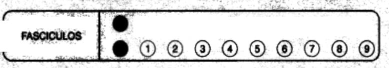
2.- En el caso que especifica centro, deberás escribir el número del centro y rellenar los círculos según el número anotado. por ejemplo:
Si perteneces al centro el Rosario, deberás hacer lo siguiente.
"El Rosario" 01. "Cien Metros" 02. "Iztacalco" 03. "Culhuacán" 04. "Satélite" 05.

CENTRO 0 1

3.- Con respecto al espacio de matrícula deberás de escrbir tu número de matrícula y rellenar los círculos correspondientes, por ejemplo:



4.- En el espacio de fascículos deberás rellenar con lápiz cada uno de los círculos, según sea el caso:
a) Cuando presentes evaluación global deberás de rellenar los círculos 0,0, ejemplo.



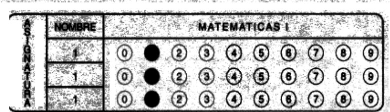
b) Cuando presentes evaluación fascicular, deberás rellenar el círculo 0, y el número de fascículo según sea el caso: por ejemplo:
Cuando presentes el fascículo 3, deberás rellenar los siguientes círculos.

FASCICULOS

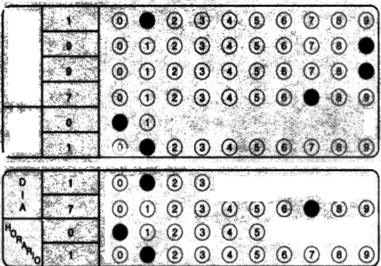
5.- En el espacio del modelo, deberás escribir la letra del modelo y rellenar el círculo según la letra del modelo que se especifica en el cuadernillo de preguntas, por ejemplo:
Si te toca el modelo C de Matemáticas I, el llenado de este espacio es el siguiente.

MODELO C

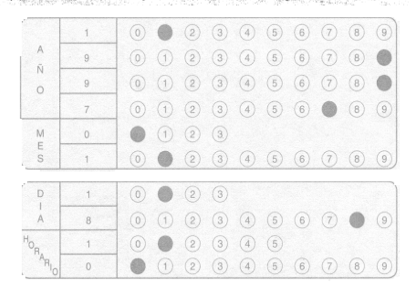
6.- En el espacio correspondiente a asignatura, deberás de especificar nombre de la misma, la clave escribiendo los números y rellenar los círculos correspondientes, por ejemplo:



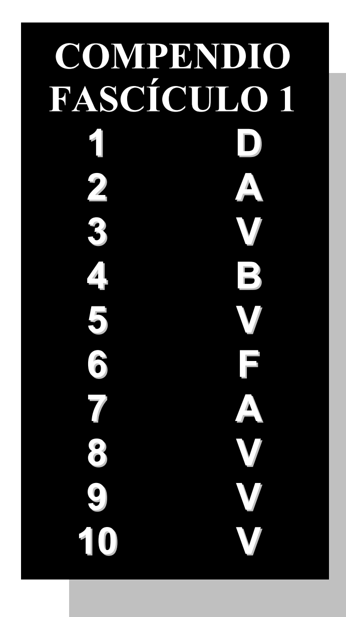
7.- Para los casos de año, mes, día y horario deberás escribir los datos y rellenar los círculos como a continuación se especifica:
a) Si te presentas en el año 1997, en el mes de Enero del día 17, en el horario de 1 de 8:00 am. a 9:15 am., el llenado de tu hoja de respuestas es el siguiente;



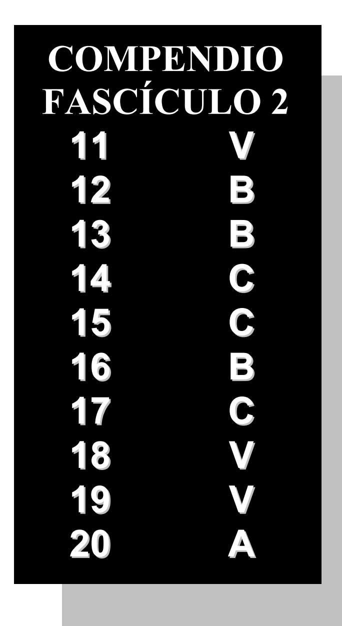
b) En el caso de presentarse en el año 1997, en el mes de Enero el día 18 en el horario 10 de 18:00 pm. a 20:30 pm., el llenado de tu hoja de respuestas, es el siguiente;



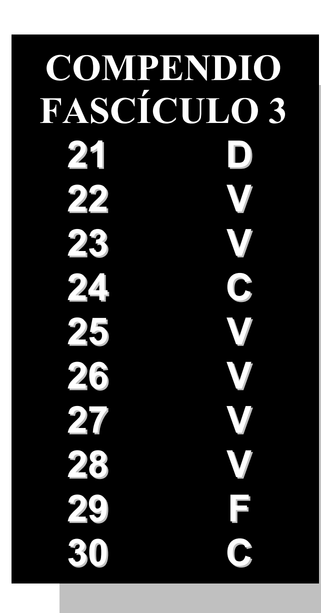
5.2 HOJA DE COTEJO DE LA EVALUACIÓN MUESTRA



COMPENDIO FASCÍCULO 1	
1	D
2	A
3	V
4	B
5	V
6	F
7	A
8	V
9	V
10	V



COMPENDIO FASCÍCULO 2	
11	V
12	B
13	B
14	C
15	C
16	B
17	C
18	V
19	V
20	A



COMPENDIO FASCÍCULO 3	
21	D
22	V
23	V
24	C
25	V
26	V
27	V
28	V
29	F
30	C

GLOSARIO

Aforado. Capacidad de un recipiente o depósito para calcular el volumen de sustancia.

Anhídrido. Cuerpo derivado de un ácido oxigenado por eliminación de agua.

Anodo. Electrodo que se halla conectado con el polo positivo de un generador de corriente eléctrica y por el cual penetra ésta en un circuito.

Agente oxidante. Sustancia que al donar electrones hace que otra se oxide.

Agente reductor. Sustancia que al aceptar electrones hace que otra se reduzca.

Balancear una ecuación. Ajustar las cantidades en masa en ambos lados de la ecuación de tal forma que se cumpla la ley de la conservación de la masa.

Cátodo. Electrodo que se halla conectado en el polo negativo de un generador de corriente eléctrica y por el cual sale ésta del circuito.

Calcinar. Quemar totalmente una sustancia; reducir a cenizas una sustancia.

Cal metálica. Producto obtenido al calcinar metales, correspondientes al óxido del metal calcinado.

Contaminante primario. Toda sustancia que altera los ecosistemas, gases liberados por una industria y liberados a la atmósfera.

Corrosión. Transformación producida por el oxigeno del aire sobre metales expuestos a la intemperie.

Cuantificación. Correspondiente a la medición de las masas de las sustancias que intervienen en una reacción.

Electrolito. Líquido que puede ser descompuesto por el paso de una corriente; los electrolitos son exclusivamente ácidos, bases o sales fundidos o bien disueltos en agua u otro líquido.

Endoenzimas. Enzimas que actúan dentro de la célula y se utilizan para la respiración, asimilación y crecimiento de la célula.

Enzima. Compuesto químico que se encuentra en las células vivas y que cambian la velocidad de sus reacciones químicas.

Equilibrio químico. Estado de un sistema de cuerpos químicos cuya composición no sufre cambio alguno, ya por no existir ninguna reacción, ya por compensarse los efectos de dos reacciones inversas, en cuyo caso se dice que hay equilibrio dinámico.

Enmohecimiento. Oxidación lenta de los metales; correspondiente a la corrosión.

Electroquímica. Parte de la química que se encarga del estudio de las reacciones donde se transforma la energía química en energía eléctrica y viceversa.

Fotosíntesis. Conjunto de reacciones químicas que tienen lugar en las plantas verdes y cuyo resultado es la elaboración de compuestos orgánicos aprovechando la energía de la luz solar.

Fenómeno. Cambio, transformación, reacción.

Fermento. Microorganismo, capaz de producir fermentaciones en condiciones anaerobias.

Inversión térmica. Fenómeno natural que se presenta cuando la temperatura ambiental es muy baja y no permite la recirculación de las capas de aire cercanas al suelo.

Ion. Especie química con carga.

Inóculo. Microorganismos preparado artificialmente para iniciar la fermentación de un sustrato.

Mineral. Mezcla de sustancias sólidas naturales de la cual se extraen los metales.

Malta. Granos de cebada germinados artificialmente

Lúpulo. Flor empleada para dar a la cerveza su característico sabor amargo y agradable aroma.

Oxidación. Pérdida de electrones.

pH. Logaritmo negativo de la concentración de iones H.

Reacciones fotoquímicas. Reacciones químicas producidas por la energía radiante en la atmósfera.

Regla del octeto. Los elementos al reaccionar tienden a adquirir la configuración del gas inerte más próximo en los períodos correspondientes de la tabla periódica.

Reducción. Ganancia de electrones.

Semirreacción. Por razones de sencillez, la reacción total se puede separar en etapas que se suceden de manera simultánea a las que se les llama semirreacciones.

Velocidad de reacción. La razón de la concentración de los reactivos y/o productos entre el tiempo de reacción.

BIBLIOGRAFÍA

Diccionario de química EDIPLESA.

DICKSON, T.R. *Química enfoque ecológico*. Lumusa, México,

MALONE, JL: *Introducción a la química*. Limusa. Mexico.

BOCKRIS. *Electroquímica moderna*. Reverté, España.

PERKINS, y.: “Electrochemistry” Journal of Chemical Education.

GONCALVES de Lima, Oswaldo: Pulque,balche y pajauaru. Etnobiologia de la vevidas y los alimentos fermentados. FCE. Mexíco.

WHITE, Emil H Fundamentos químicos de las ciencias biológicas. UTEHA.

DIRECTORIO

Jorge González Teyssier
Director General

Javier Guillén Anguiano
Secretario Académico

Francisco Lara Almazán
Coordinador Sectorial Norte

Alfredo Orozco Vargas
Coordinador Sectorial Centro

Rafael Velázquez Campos
Coordinador Sectorial Sur

Álvaro Álvarez Barragán
Coordinador de Administración Escolar y del Sistema Abierto

José Noel Pablo Tenorio
Director de Asuntos Jurídicos

Ma. Elena Solís Sánchez
Directora de Información Y Relaciones Públicas

Lilia Himmelstine Cortés
Directora de Planeación Académica

Mario Enrique Martínez de Escobar y Ficachi
Director de Extensión Cultural

María Elena Saucedo Delgado
Directora de Servicios Académicos

Ricardo Espejel
Director de Programación

Francisco René García Pérez
Director Administrativo

Jaime Osuna García
Director de Recursos Financieros


COLEGIO DE
BACHILLERES